

هدية من شبكة رواد التميز السودانية

رواد التميز

المناهج الدراسية السودانية
المرحلة الثانوية
الصف الثالث

الكيمياء

الصف الثالث الثانوي

أكبر موقع لخدمات طلاب الشهادة السودانية (أساس - ثانوي)
www.rowadaltamayoz.com

رواد التميز



بسم الله الرحمن الرحيم
جمهورية السودان
وزارة التعليم
المركز القومي للمناهج والبحث التربوي
- بخت الرضا -

الكيمياء

الصف الثالث الثانوي

الطبعة الثانية ٢٠٠٨م

إعداد لجنة بتكليف من المركز القومي للمناهج والبحث التربوي من الأساتذة :

الدكتور / علي حمود علي - جامعة الخرطوم
الدكتور / إبراهيم مختار أحمد - جامعة الخرطوم

مراجعة :

الدكتور / عبد الغفار عوض مدني - كلية كرري للتقانة
الأستاذ / سليمان محمد الحسن - المركز القومي للمناهج والبحث التربوي

الإخراج الفني والتصميم :

الأستاذ / إبراهيم الفاضل الطاهر - المركز القومي للمناهج والبحث التربوي

الجمع بالحاسوب :

إبتهاج مصطفى علي الفكي - المركز القومي للمناهج والبحث التربوي

جميع حقوق الطبع والتأليف ملك للمركز القومي للمناهج والبحث التربوي . ولا يحق لأي جهة، بأي وجه من الوجوه نقل جزء من هذا الكتاب أو إعادة طبعه أو التصرف في محتواه دون إذن كتابي من إدارة المركز القومي للمناهج والبحث التربوي.

الناشرون :

الطابعون :

رقم الإيداع: ٢٠٠٨/٧٨٥

المحتويات

الصفحة	الموضوع
أ	المقدمة .
١	الفصل الأول : الطاقة في التفاعلات الكيميائية .
١٨	الفصل الثاني : مبادئ الاتزان الكيميائي .
٢٧	الفصل الثالث : سرعة وآلية التفاعلات الكيميائية .
٣٤	الفصل الرابع : الأحماض والقواعد .
٤٥	الفصل الخامس : التحليل الكيميائي الكيفي .
٧١	الفصل السادس : التحليل الحجمي .
١٠٦	الفصل السابع : الكيمياء العضوية .
١٤٤	الفصل الثامن : الكيمياء الكهربائية .
١٧٣	الفصل التاسع : الكيمياء النووية .

بسم الله الرحمن الرحيم

زملاءنا المعلمين وأبناءنا الطلاب :

يسرنا أن نقدم لكم كتاب الكيمياء للصف الثالث بالمرحلة الثانوية والذي به يكتمل المنهج الجديد للكيمياء بالمرحلة الثانوية . لقد راعينا في هذا الكتاب البساطة والوضوح والتركيز على المفاهيم الأساسية لعلم الكيمياء التي تمثل حلقة مترابطة ومتكاملة مع ما درسه الطالب في الصفين الأول والثاني .

يشتمل الكتاب على تسعة فصول : في الفصل الأول تناولنا الطاقة في التفاعلات الكيميائية وكيف نستطيع حساب هذه الطاقة . وفي الفصل الثاني تناولنا مبادئ الاتزان الكيميائي والعوامل المؤثرة عليه وتطبيقاته العملية .

وفي الفصل الثالث تعرضنا لسرعة التفاعلات الكيميائية والعوامل المؤثرة على معدلات هذه التفاعلات ، كما تعرضنا باختصار إلى مفهوم آلية التفاعل الكيميائي .

في الفصل الرابع سوف تدرس الأحماض والقواعد والنظريات الخاصة بتعريف هذه المواد الكيميائية ومحاولة فهم كيف تحدث التفاعلات بينها . خصصنا الفصل الخامس لدراسة التحليل الكيميائي الكيفي . ودراسة هذا الفصل سوف نتعرف الوسائل الكيميائية المناسبة للكشف عن وجود بعض الشقوق القاعدية والحمضية للأملاح غير العضوية .

أما الفصل السادس فقد خصصناه للجانب المكمل للتحليل الكيفي ، وهو التحليل الحجمي ، أحد فرعين للتحليل الكمي ، حيث نتعرف الأساليب الكيميائية التي بها نستطيع تحديد كميات المواد الموجودة في المحاليل تحت الدراسة كما ندلف شيئاً فشيئاً لدراسة المحاليل وأنواعها وبعض الطرق للتعبير عن تراكيزها .

الكيمياء العضوية تجدون دراسة تعريفية لها في الفصل السابع حيث نتعرف خواص المركبات العضوية وأقسامها المختلفة وطرق تحضيرها وتفاعلاتها وبعض الصناعات المرتبطة بها .

في الفصل الثامن ندرس الكيمياء الكهربائية حيث نتعرف شكلاً آخر من أشكال الطاقة هو الطاقة الكهربائية وكيف نستطيع تحويل هذا الشكل من أشكال الطاقة إلى طاقة كيميائية والعكس .

كما نتعرض لمفهوم الأكسدة والاختزال وبعض الفوائد العملية والصناعية للتحليل الكهربائي لمحاليل بعض المركبات .

في الفصل التاسع والأخير ندرس دراسة تعريفية مبسطة لفرع من الكيمياء يسمى الكيمياء النووية حيث نتعرف بعض الأنوية غير المستقرة وكيف تنتج بعض العناصر من عناصر أخرى نتيجة النشاط الإشعاعي النووي وما يصحب ذلك من انبعاث بعض الأشعة . كما نتعرف أيضاً التطبيقات المفيدة للطاقة النووية والنظائر المشعة .

لقد ختمنا كل فصل من هذه لفصول ببعض التمارين ونأمل أن يعمل المعلمون على حل مزيد من التمارين للطلاب من مصادرهم الخاصة حتى يتعمق استيعابهم لمادة الفصل .

إنّ ما قدمناه في هذا الكتاب هو جهد نرجو أن يكون مقبلاً عند الله تعالى ونتمنى أن ينال رضا الأساتذة والطلاب ، ورغم ذلك لا ندّعي كمالاً فسوف نكون في غاية السعادة بتلقي ملاحظات وتعليقات الأساتذة على هذا الكتاب من كل جوانبه ونرحب بالنقد البناء ، فبذلك وحده تسد الثغرات وتتطور مناهجنا الدراسية نحو المزيد من الجودة والمواكبة والتحديث .

المؤلفون

(١) الفصل الأول الطاقة في التفاعلات الكيميائية

(١-١) مقدمة :

العلم الذي يدرس تغيرات الطاقة المصاحبة للعمليات الكيميائية والطبيعية يسمى بعلم الديناميكا الحرارية (Thermodynamics) . وتعرف الطاقة بأنها : قدرة الجسم على بذل شغل أو إحداث تغير . وتقاس الطاقة في النظام (SI) بنفس وحدات قياس الشغل أي بوحدات الجول .

الجول :

هو كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة جرام واحد من الماء المقطر $\frac{1}{4,18}$ درجة مئوية . وتوجد وحدة أكبر لقياس الطاقة تسمى الكيلوجول (k J) الذي يساوي ١٠٠٠ جول .

كما عرفت سابقاً أن الطاقة توجد على أشكال متعددة ، فمنها الحرارية والميكانيكية والإشعاعية والكيميائية . وتكون الطاقة الكيميائية مخزنة في المواد ، وتظهر عند تحولها من شكل إلى آخر ، وعلم الديناميكا الحرارية يختص أيضاً بدراسة العلاقة بين أشكال الطاقة .

كما عرفت من دروس الفيزياء أن الطاقة لا تفنى ولا تستحدث من عدم ضمن قدرة الإنسان ، لكن يمكن تحويلها من صورة لأخرى وهذا القانون يسمى بالقانون الأول للديناميكا الحرارية (قانون بقاء الطاقة) . وهذا القانون ينص على أن الطاقة الكلية للكون ثابتة ؛ أي أنه إذا اختفت كمية من الطاقة فإنه لا بد أن تظهر على شكل آخر من أشكال الطاقة .

(٢-١) تغيرات المادة :

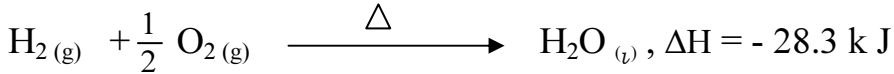
يمكن أن تتحول المادة من حالة طبيعية إلى حالة طبيعية أخرى " من الصلبة \rightleftharpoons سائلة \rightleftharpoons غازية " ويصاحب هذه التغيرات امتصاص أو انطلاق طاقة (تغيرات حرارية) كما يمكن أن تتحول المادة من شكل كيميائي إلى شكل كيميائي آخر وذلك أثناء التفاعلات الكيميائية ويصاحب ذلك أيضاً امتصاص أو انطلاق طاقة ، النوع الأول من التغيرات يسمى بالتغيرات الطبيعية (الفيزيائية) والثاني يسمى بالتغيرات الكيميائية . فما التغير الكيميائي والفيزيائي ؟ وما الفرق بينهما ؟

التغيرات الفيزيائية :

هي تغيرات تحافظ فيها المادة على تركيبها الكيميائي وتحافظ فيها الذرات على ترابطها داخل الجزيء ولا تتكسر فيها روابط الجزيء ، وتتحول فيه المادة من حالة إلى أخرى مثلاً من الصلابة إلى السيولة ، أو من السيولة إلى الحالة الغازية ، ولا تنتج مادة جديدة .

التغيرات الكيميائية :

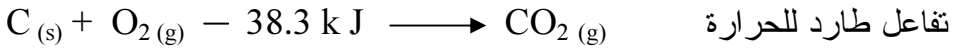
هي تغيرات يتم فيها تغيير التركيب الكيميائي للمادة وتنتج فيها مواد جديدة تختلف عن المواد المكونة لها في تركيبها الكيميائي ، وذلك لأن الروابط بين ذرات وجزيئات المادة المتفاعلة تتكسر (وهذا يتطلب امتصاص طاقة حرارية) وتتكون مادة جديدة بتكوين روابط جديدة (وهذا يتطلب طرد طاقة حرارية) . فمثلاً عند تفاعل غاز الهيدروجين مع غاز الأوكسجين عند ١٠٠°م وضغط ١ جو يتكون الماء السائل وفقاً للمعادلة الآتية :



نلاحظ من المعادلة أنه عند تكون مول واحد من الماء السائل يحدث تغير في الطاقة الحرارية مقداره (-٢٨,٣ كيلوجول) .

(١-٣) الطاقة في التفاعلات الكيميائية :

يصاحب التفاعلات الكيميائية تغير في الطاقة الحرارية، فالتفاعل الكيميائي قد ينتج عنه ارتفاع في درجة الحرارة (تفاعل طارد للحرارة) ، أو يصاحبه انخفاض في درجة الحرارة (تفاعل ماص للحرارة) ومن أمثلة ذلك التفاعلات الآتية :



لذا تقسم التفاعلات الكيميائية لتفاعلات طاردة للحرارة ، وتفاعلات ماصة للحرارة .

(١-٤) المحتوى الحراري :

لكي نفهم لماذا تكون بعض التفاعلات طاردة للحرارة والبعض الآخر ماص للحرارة يجب معرفة ما يسمى بالمحتوى الحراري للمادة .

المحتوى الحراري للمادة هو : مجموع الطاقة المخزونة في مول واحد من المادة ويرمز له بالرمز (H) .

الطاقة المخزونة في المادة تتكون من : طاقة الالكترونات في الذرة والطاقة الرابطة في الجزيء وطاقة الترابط بين الجزيئات مع بعضها .

(أ) طاقة الالكترون في الذرة :

كل الكترون في الذرة يدور في مستوى معين من مستويات الطاقة له نوعان من الطاقة هما :

- ١/ طاقة الوضع (الطاقة الكامنة) : وهي الطاقة الناتجة من قوة جذب النواة للالكترون ، وهذه الطاقة تتوقف كميتها على بعد الالكترون من النواة ، فكلما زاد بعد الالكترون من النواة زادت طاقة وضعه والعكس صحيح .
- ٢/ طاقة الحركة : وهي الطاقة الناتجة من حركة دوران الالكترون حول النواة .

∴ طاقة الرابطة في الذرة (طاقة المستوى) = المجموع الجبري لطاقة الوضع وطاقة الحركة .

طاقة المستوى = طاقة وضع الالكترون + طاقة حركة الالكترون .

(ب) طاقة الرابطة في الجزيء :

وهي الطاقة الناتجة من ارتباط ذرات العناصر بعضها مع بعض داخل جزيء العنصر أو المركب ، والطاقة الرابطة في الجزيء تختلف من حيث عدد ونوع الذرات الداخلة في تركيب الجزيء وطريقة ارتباط بعضها مع بعض برابطة أيونية أو رابطة إسهامية .

(ج) طاقة الترابط بين الجزيئات :

وهي قوة التجاذب بين جزيئات المادة . وهذه القوى تختلف تبعاً لحالة المادة وذلك كآلاتي :

- ١) المواد الصلبة : تكون قوى التجاذب بين جزيئاتها كبيرة جداً ، لأن المسافات بين الجزيئات فيها صغيرة جداً ، لذا تكون المواد الصلبة متماسكة وذات شكل ثابت وحجم ثابت .

- (٢) المواد السائلة : تكون قوى التجاذب بين جزيئاتها متوسطة ؛ لأن المسافات بين الجزيئات فيها متوسطة لذا جزيئات السوائل حرة الحركة بعض الشيء وبالتالي تأخذ شكل الإناء الموضوعة فيه ولها حجم ثابت .
- (٣) المواد الغازية : قوى الجذب بين جزيئاتها صغيرة جداً ؛ لأن المسافات بين الجزيئات كبيرة جداً ، لذا جزيئاتها حرة الحركة وتنتشر بسرعة وليس لها شكل ثابت ولا حجم ثابت .

نشاط (١) :

قم بتكوين جدول قارن فيه بين المواد الصلبة والسائلة والغازية من حيث قوى الجذب بين الجزيئات والحجم والشكل .

(١-٥) التغير في المحتوى الحراري :

يسمى التغير في المحتوى الحراري أثناء التفاعل الكيميائي بالإنتالبي . ويقصد به الفرق في المحتوى الحراري بين المواد المتفاعلة والمواد الناتجة من التفاعل .

التغير في المحتوى الحراري =
مجموع المحتوى الحراري للنواتج - مجموع المحتوى الحراري للمتفاعلات

يرمز للمحتوى الحراري بالرمز (H) وللتغير في المحتوى الحراري بالرمز (ΔH) .

$$\Delta H = H_2^\circ - H_1^\circ$$

المتفاعلة الناتجة

(١-٦) التفاعلات الطاردة والتفاعلات الماصة للحرارة :

بعد أن علمنا ما المحتوى الحراري ، وما التغير في المحتوى الحراري ، يمكننا دراسة علاقة التفاعل الكيميائي بالطاقة الحرارية . ولقد علمنا أن التفاعلات الكيميائية قد تكون طاردة للحرارة أو ماصة للحرارة ، فما الفروقات بين هذين النوعين من التفاعلات الكيميائية ؟

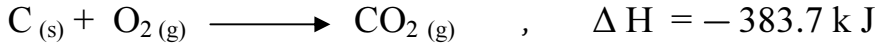
أولاً : التفاعلات الطاردة للحرارة :

هي تفاعلات يصاحبها انطلاق حرارة إلى البيئة المحيطة. مثلاً عند احتراق مول من الكربون في كمية وافرة من الأوكسجين يتكون مول من ثاني أوكسيد الكربون وتطلق كمية من الطاقة الحرارية مقدارها (٣٨٣,٧) كيلو جول تبعاً للمعادلة :

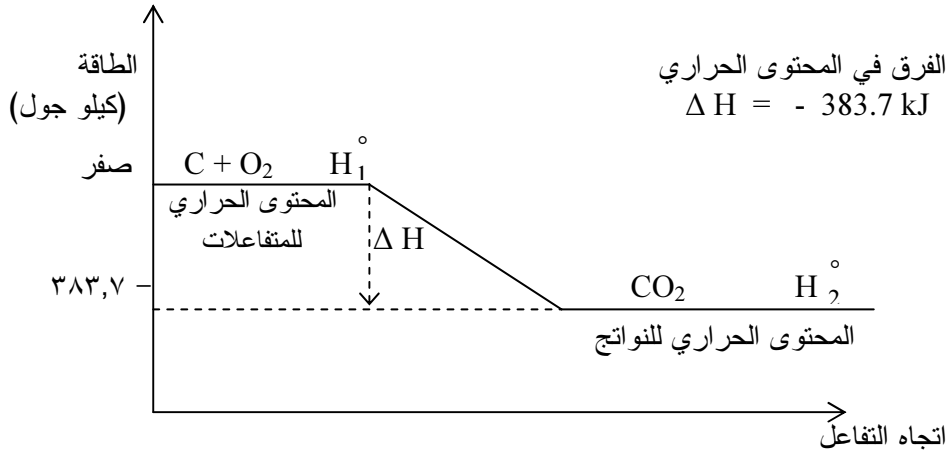


ومن المعادلة نستنتج أن :

- (١) التفاعل الطارد للحرارة يصاحبه حرارة منطلقة .
- (٢) التفاعل الطارد للحرارة يكون المحتوى الحراري للمواد الناتجة فيه أقل من المحتوى الحراري للمواد المتفاعلة بمقدار الطاقة المنطلقة .
- (٣) التغير في المحتوى الحراري ΔH في التفاعلات الطاردة للحرارة يأخذ إشارة سالبة ، وتكتب معادلة التفاعل بهذه الطريقة :



- (٤) يمكن توضيح العلاقة بين المحتوى الحراري للمواد الناتجة والمواد المتفاعلة والتغير في المحتوى الحراري بالرسم البياني بشكل (١-١) .

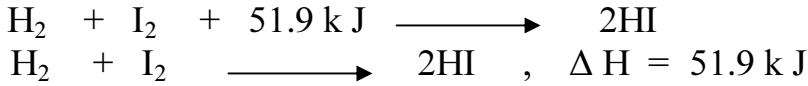


شكل (١-١) : مخطط الطاقة لتفاعل طارد للحرارة .

ثانياً : التفاعلات الماصة للحرارة :

هي تفاعلات كيميائية يصاحبها امتصاص للطاقة الحرارية من البيئة المحيطة ، مثلاً عند تفاعل مول من الهيدروجين مع مول من اليود يتكون ٢ مول

من يوديد الهيدروجين ويمتص هذا التفاعل طاقة حرارية مقدارها ٥١,٩ كيلوجول تبعاً للمعادلة :



من المعادلة السابقة نستنتج أن :

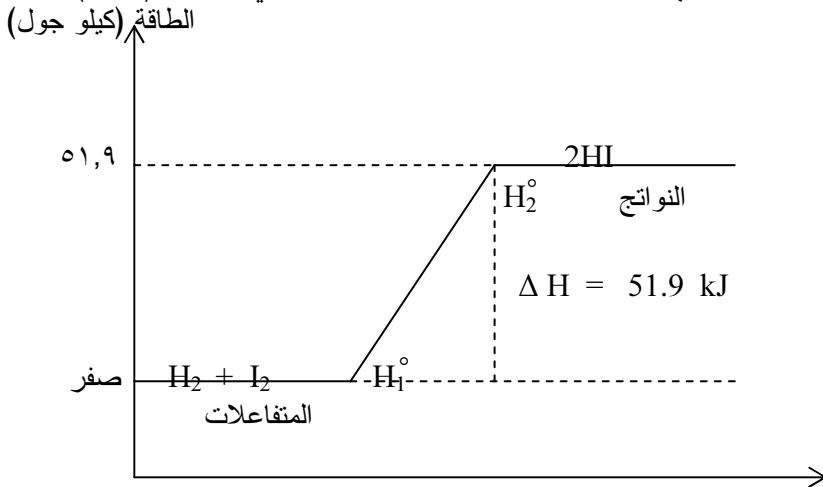
- (١) التفاعل الماص للحرارة يصاحبه امتصاص للحرارة .
- (٢) التفاعل الماص للحرارة يكون فيه المحتوى الحراري للنواتج أكبر من المحتوى الحراري للمتفاعلات بمقدار الطاقة الحرارية الممتصة .
- (٣) يكون التغير في المحتوى الحراري للتفاعل الماص للحرارة ΔH بإشارة موجبة ، وتكتب معادلة التفاعل بهذه الطريقة :



∴ المحتوى الحراري لمول واحد من HI = $\frac{\text{التغير في المحتوى الحراري}}{\text{عدد المولات}}$

$$= \frac{٥١,٩}{٢} = ٢٥,٩٥ \text{ كيلو جول/مول}$$

يمكن توضيح العلاقة بين المحتوى الحراري للنواتج والمتفاعلات والتغير في المحتوى الحراري لتفاعل ماص للحرارة بيانياً كما في الشكل (٢-١) .



اتجاه التفاعل شكل (٢-١) : مخطط الطاقة لتفاعل ماص للحرارة .

$$\Delta H = H_2^\circ - H_1^\circ = +51.9$$

حيث أن : H_2° = المحتوى الحراري للنواتج ، H_1° = المحتوى الحراري للمتفاعلات.

ملحوظات : التغير في المحتوى الحراري لأي تفاعل كيميائي يساوي مقدار الطاقة الممتصة أو المنطلقة لكن بإشارة مخالفة .

نشاط : قارن بين التفاعلات الطاردة للحرارة والماصة للحرارة مع ذكر أمثلة لها :

التفاعلات الماصة للحرارة	التفاعلات الطاردة للحرارة
١. تمتص حرارة لكي يتم التفاعل .	١. ينطلق منها حرارة أثناء التفاعل .
٢. تعطي مركبات ماصة للحرارة وهي مركبات غير مستقرة .	٢. تعطي مركبات طاردة للحرارة وهي مركبات مستقرة .
٣. المحتوى الحراري للمواد الناتجة أكبر من المحتوى الحراري للمواد المتفاعلة .	٣. المحتوى الحراري للمواد الناتجة عن التفاعل أقل من المحتوى الحراري للمواد المتفاعلة .
٤. المركبات الناتجة عنها ذات محتوى حراري موجب .	٤. المركبات الناتجة عنها ذات محتوى حراري سالب .
٥. التغير في المحتوى الحراري للنواتج يكون بإشارة موجبة .	٥. التغير في المحتوى الحراري للنواتج يكون بإشارة سالبة .
٦. المواد المتفاعلة أكثر استقراراً .	٦. المواد الناتجة أكثر استقراراً .
٧. أمثلة: $H_2 + I_2 + Heat \rightarrow 2HI$	٧. أمثلة: $C + O_2 - Heat \rightarrow CO_2$
$C + 2S + Heat \rightarrow CS_2$	$2H_2 + O_2 - Heat \rightarrow 2H_2O$

(٧-١) التفاعل الكيميائي وعلاقته بالمحتوى الحراري للمركب :

التفاعل الكيميائي :

هو كسر الروابط الموجودة أصلاً في جزيئات المواد المتفاعلة وتكوين مواد جديدة في جزيئات المواد الناتجة من التفاعل لم تكن موجودة من قبل . فمثلاً عند اتحاد جزيء من الهيدروجين مع جزيء من الكلور لتكوين ٢ جزيء من كلوريد الهيدروجين ، وجد أن طاقة الرابطة في جزيء الهيدروجين تساوي ٤٣٥ كيلو جول ، وطاقة الرابطة في جزيء الكلور تساوي ٢٤٠ كيلو جول ، ووجد أن الطاقة المنطلقة عند تكوين ٢ جزيء من (HCl) من ذرات الهيدروجين والكلور المفردة تساوي ٨٦٠ كيلو جول . فما طاقة الرابطة ؟

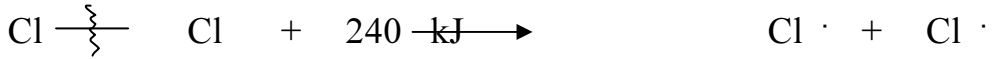
طاقة الرابطة : هي الطاقة اللازمة لكسر الرابطة (الروابط) في مول من المادة .

نستنتج أن :

- (أ) طاقة الرابطة تعتبر مقياس لقوة الارتباط بين الذرات ، وكلما زادت طاقة الرابطة زادت قوة تماسك الجزيء ، ومن المثال السابق نرى أن الرابطة بين ذرتي الهيدروجين أقوى من الرابطة بين ذرتي الكلور .
- (ب) كسر الرابطة عبارة عن تفاعل ماص للطاقة ، لأنه لكي تتحول الجزيئات إلى ذرات لا بد من أن تمتص الجزيئات طاقة للتغلب على قوى الجذب الكهربائي الساكن التي تربط الذرات مع بعضها . ومن المثال السابق نجد أن :
١. الطاقة اللازمة لكسر الرابطة في جزيئات الهيدروجين لتتحول إلى ذرات هيدروجين تساوي ٤٣٥ كيلو جول .



٢. الطاقة اللازمة لكسر الرابطة في جزيئات الكلور ليتحول إلى ذرات كلور تساوي ٢٤٠ كيلو جول .



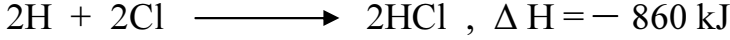
- (ج) تكوين الرابطة تفاعل طارد للطاقة الحرارية . ومن المثال السابق يتضح أن ارتباط ٢ مول من ذرات الهيدروجين مع ٢ مول من ذرات الكلور لتكوين ٢ جزيء من (HCl) ينتج عنه طاقة مقدارها ٨٦٠ كيلو جول .
- (د) التغير في المحتوى الحراري (ΔH) هو المجموع الجبري للطاقة الممتصة لكسر الروابط في المتفاعلات والطاقة المنطلقة عند تكوين النواتج .
- $$\Delta H = 860 - (435 + 240) = 185 \text{ كيلو جول} .$$

خطوات التفاعل السابق :

- (١) تتكسر الروابط في كل جزيئات الهيدروجين وجزيئات الكلور عندما تمتص الطاقة وتتحول إلى ذرات مفردة نشطة ، ويكون التغير في المحتوى الحراري موجباً ($+\Delta H$) لأن كسر الروابط تفاعل ماص للحرارة .



(٢) ترتبط ذرات الهيدروجين بذرات الكلور وتتكون جزيئات وتطلق طاقة . وبما أن التفاعل طارد للحرارة فإن التغير في المحتوى الحراري (ΔH) يكون سالباً .



حساب التغير في المحتوى الحراري للتفاعل (حرارة التفاعل) :

(١) طاقة كسر مول من جزيئات المتفاعلات (الكلور والهيدروجين) :
 $435 + 240 = 675$ كيلو جول .

(٢) الطاقة المنطلقة عند تكون ٢ مول من (النواتج) = 860 كيلو جول .
 (٣) التغير في المحتوى الحراري =

الطاقة الممتصة عند كسر الروابط + الطاقة المنطلقة عند تكوين الروابط
 $= - 860 + 675 = - 185$ كيلو جول / ٢ مول .

(٤) التغير الحراري لتكوين مول = $\frac{-185}{2} = - 92,5$ كيلو جول / مول .

أمثلة للتغيرات الحرارية التي تصاحب التفاعلات الكيميائية :

من بين أمثلة التغيرات المصاحبة للتفاعلات الكيميائية التالي : حرارة التبادل ، حرارة الترسيب ، حرارة الاحتراق ، حرارة التكوين ، وفيما يلي سوف نشرح بعض الأمثلة لحرارة الاحتراق وحرارة التكوين :

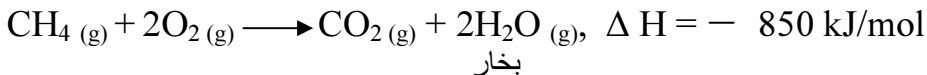
(١) حرارة الاحتراق :

الاحتراق عملية تأكسد سريع تتم عند تسخين المادة في الهواء حتى تصل درجة حرارتها إلى درجة الاشتعال ، فتشتعل وتطلق كميات مختلفة من الحرارة وذلك حسب نوع المادة المحترقة ، مثلاً :

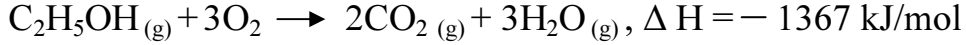
(أ) عند احتراق مول من الجرافيت في الأوكسجين تنطلق كمية من الحرارة مقدارها $393,7$ كيلو جول :



(ب) عند احتراق مول من غاز الميثان في الأوكسجين تنطلق كمية من الحرارة مقدارها 850 كيلو جول .



(ج) عندما يحترق مول من الإيثانول في الأوكسجين تنطلق كمية من الحرارة مقدارها ١٣٦٧ كيلو جول ، وهذه الكميات من الطاقة الحرارية المنطلقة تسمى حرارة الاحتراق .



حرارة الاحتراق : هي كمية الحرارة المنطلقة عند احتراق مول واحد من المادة احتراقاً تاماً في كمية وافرة من الأوكسجين .

الاحتراق التام : هو احتراق جميع ذرات العناصر الداخلة في تركيب الجزيء ، مثلاً احتراق غاز الميثان التام هو احتراق الكربون والهيدروجين الموجودان فيه .

أهمية حرارة الاحتراق :

- (١) تحديد القيمة السعيرية لأنواع الوقود المختلفة وهي مهمة في الصناعة .
- (٢) تحديد القيمة السعيرية للمواد الغذائية المختلفة وهي مهمة عند خبراء التغذية .

القيمة السعيرية (Calorific value) :

هي كمية الحرارة الناتجة من احتراق جرام واحد من الوقود .

أمثلة للقيم السعيرية :

- زيت البترول : ٥٦ ك /ج جم ، الخشب : ٢٢ ك /ج جم ،
الدهن : ٣٦ ك /ج جم ... الخ .
ملاحظة : ١ كيلو سعر = ٤,١٨ كيلو جول .

الوقود :

هو أي مادة تتفاعل مع الأوكسجين وتطلق حرارة. ويجب أن يكون الوقود :

- (١) رخيص الثمن نسبياً .
- (٢) نواتجه غير ملوثة للبيئة بشكل مرفوض .
- (٣) ذا قيمة سعيرية عالية جداً .
- (٤) متوافر والحصول عليه لا يؤدي إلى تدمير البيئة .

(٥)

حرارة احتراق الوقود

الكتلة الجزيئية للوقود

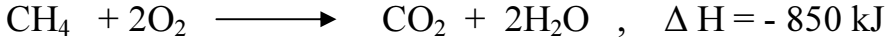
القيمة السعيرية للوقود = كيلو جول / جم .

مثال (١-١) :

إذا كانت حرارة احتراق الميثان (CH_4) - ٨٥٠ كيلو جول . جد كمية الحرارة الناتجة عن احتراق ١٦٠ جم من الميثان إذا علمت ($\text{H} = ١$ ، $\text{C} = ١٢$) .

الحل :

معادلة تفاعل الاحتراق موزونة :



كتلة المول من الميثان (CH_4) = (١×٤) + (١٢) = ١٦

عند احتراق ١٦ جم ميثان ← ٨٥٠ كيلو جول

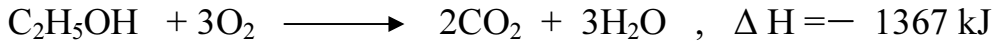
عند احتراق ١٦٠ جم ميثان ← س كيلو جول

$$\therefore \text{س} = \frac{(٨٥٠ -) \times ١٦٠}{١٦} = - ٨٥٠٠ \text{ كيلو جول}$$

∴ كمية الحرارة المنطلقة عند احتراق ١٦٠ جم ميثان = - ٨٥٠٠ كيلو جول

مثال (٢-١) :

أحسب حرارة احتراق ٤,٦ جم من الإيثانول حسب المعادلة :



علماً بأن ($\text{O} = ١٦$ ، $\text{H} = ١$ ، $\text{C} = ١٢$) .

الحل :

كتلة المول من الإيثانول ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) = $١٢ \times ٢ + ١ \times ٦ + ١٦ \times ١ = ٤٦$ جم .

$$= ٤٦ \text{ جم} .$$

من المعادلة :

٤٦ جم من ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) تحترق وتعطي ١٣٦٧ كيلوجول .

٤,٦ جم من ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) تحترق وتعطي س كيلو جول .

$$\therefore \text{س} = \frac{١٣٦٧ \times ٤,٦}{٤٦} = ١٣٦,٧ \text{ كيلو جول} .$$

∴ عند احتراق ٤,٦ جم من الإيثانول فإنها تحترق وتعطي ١٣٦,٧ كيلو جول .

(٢) حرارة التكوين (التشكل) :

- (١) هي كمية الحرارة المنطلقة أو الممتصة عند تكوين مول واحد لمركب من عناصره الأولية عندما تكون العناصر في الحالة القياسية .
- (٢) الحالة القياسية : هي الحالة التي تكون فيها المادة في أكثر حالات الاستقرار وذلك عند ٢٥°م وضغط ١ جو (٧٦ سم/زئبق) .

ملاحظات هامة :

- (١) عند تعيين حرارة التكوين لمركب ما ، إذا كان ناتج التفاعل أكثر من جزيء واحد من المركب - فإن حرارة تكوين المركب تقسم على عدد جزيئات المركب المتكونة . مثلاً في التفاعل :



أوجد حرارة تكوين (HCl) .

- الحل : من المعادلة الحرارة المنطلقة تصاحب ٢ مول من جزيئات (HCl) .

$$\frac{\text{حرارة التكوين}}{٢} = \text{حرارة تكوين مول واحد من (HCl)}$$

$$= \frac{١٨٤,٧٥٦ -}{٢} = -٩٢,٣٧٨ \text{ كيلو جول/مول}$$

- (٢) حرارة تكوين أي عنصر في الحالة القياسية تساوي صفراً .

(٣) حرارة تكوين المركب =

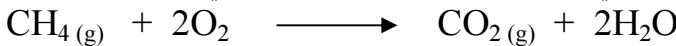
المحتوى الحراري للمركب الناتج - المحتوى الحراري للعناصر المكونة للمركب .
= المحتوى الحراري للمركب الناتج - صفر

∴ حرارة تكوين المركب = المحتوى الحراري له

وهذا مبدأ مهم في حل مسائل الكيمياء الحرارية .

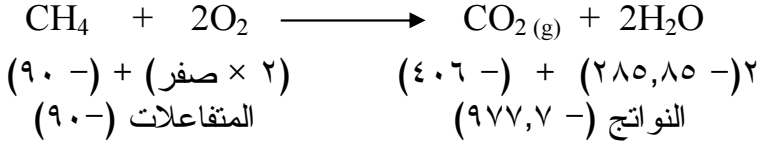
مثال (٣-١) :

أحسب التغير في المحتوى الحراري للتفاعل الآتي :



علماً بأن حرارة تكوين CH_4 و CO_2 و H_2O هي (-٩٠) ، (-٤٠٦) ، (-٢٨٥,٨٥) كيلو جول على التوالي .

الحل :



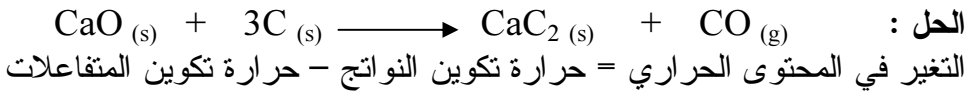
التغير في المحتوى الحراري = حرارة تكوين النواتج - حرارة تكوين المتفاعلات
 $(٩٠-) - ٩٧٧,٧ - = \Delta H$
 $٩٠ + ٩٧٧,٧ - =$
 $٨٨٧,٧ - =$ كيلو جول

∴ التغير في المحتوى الحراري للتفاعل = - ٨٨٧,٧ كيلو جول .

مثال (٤-١) :



ما كمية الحرارة اللازمة لتكوين كيلو جرام واحد من كربيد الكالسيوم (CaC_2) إذا علمت أن حرارة تكوين (CaO) = - ٦٣٥,٥ و (CaC_2) = - ٦٢,٧ و (CO) = - ١١٠,٥ كيلو جول .



$$(٦٢,٧-) + (١١٠,٥ -) - \{ (٦٣٥,٥-) + \text{صفر} \} = \Delta H$$

$$\Delta H = ٤٦٢,٣ \text{ كيلو جول}$$

$$٦٤ = (٤٠ \times ١) + (١٢ \times ٢) = \text{كتلة المول من } \text{CaC}_2$$

$$\frac{\text{كتلة } \text{CaC}_2}{\text{كتلة المول}} = \text{عدد المولات التي توجد في كيلو جرام من } \text{CaC}_2$$

$$\text{CaC}_2 \text{ مول } ١٥,٦ = \frac{١٠٠٠}{٦٤} = \frac{\text{كيلو جرام من } \text{CaC}_2}{\text{كتلة المول}}$$

$$= \text{الحرارة اللازمة لتكوين } ١٥,٦ \text{ مول من } \text{CaC}_2$$

$$\text{عدد المولات} \times \text{التغير في المحتوى الحراري}$$

$$٤٦٢,٣ \times ١٥,٦ =$$

$$= ٧٢١١,٨٨ \text{ كيلو جول}$$

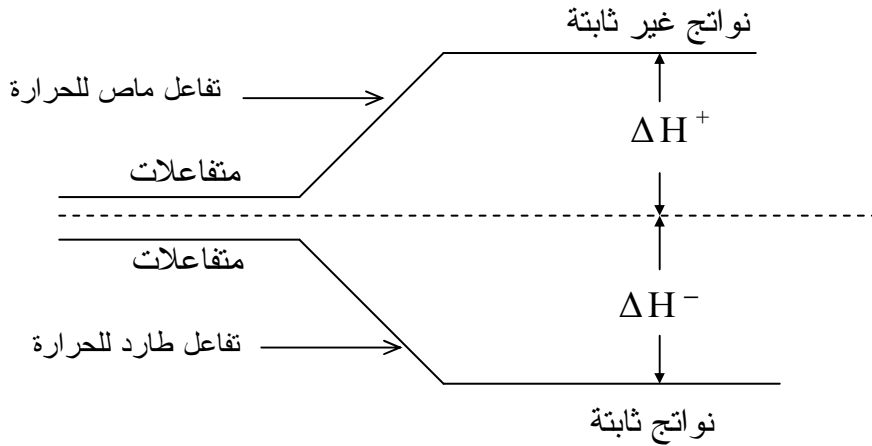
(٨-١) حرارة تكوين وثبات المركب :

يعتمد ثبات المركب أو عدم ثباته على نوع التفاعل الذي ينشأ منه المركب من حيث أنه طارد أم ماص للحرارة وذلك كالتالي :

(١) في حالة التفاعلات الطاردة للحرارة إذا زادت الطاقة المنطلقة زاد ثبات المركب ، وتكون المركبات الناتجة ذات طاقة أقل من طاقة مكوناتها بمقدار الطاقة المنطلقة .

المركب المستقر وثابت حرارياً طاقته الحرارية أقل من طاقة مكوناته، وينتج عن تفاعل طارد للحرارة .

(٢) في حالة التفاعلات الماصة للحرارة كلما زادت الطاقة الممتصة قل ثبات المركب . وتكون المركبات الناتجة ذات طاقة أكبر من طاقة مكوناتها بمقدار الطاقة الممتصة . وليبيان ذلك انظر الشكل (٣-١) .



شكل (٣-١)

مثال (٥-١) :

إذا كانت حرارة تكوين المركبات : HCl ، HF ، HI ، HBr : ٣٦ - ، ٢٦ + ، ٢٧١ - ، ٩٢ - كيلو جول على الترتيب ، رتب هذه المركبات حسب ثباتها حرارياً .

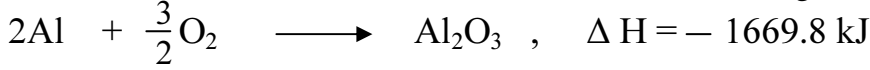
الحل :

كلما زادت الطاقة المنطلقة أثناء تكوين المركب ازداد ثباته وعلى ذلك يكون HF أكثرها ثباتاً ، يليه HCl ثم HBr وأخيراً HI .

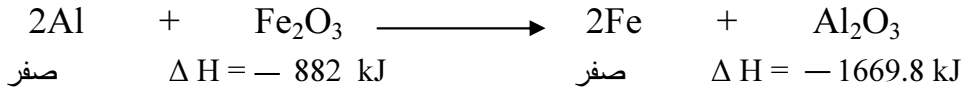
مثال (٦-١) :

إذا كانت حرارة تكوين كل من أكسيد الألمونيوم وأكسيد الحديد هي $1669,8$ ، $- 822$ كيلو جول على الترتيب فسر لماذا يستخدم الألمونيوم في اختزال أكسيد الحديد ولا يستخدم الحديد في اختزال أكسيد الألمونيوم .

الحل : معادلات التفاعل :

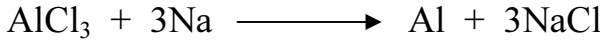


وبما أن ثبات المركب يزداد إذا ازدادت الطاقة المنطلقة أثناء تكوينه لذا فإن أكسيد الألمونيوم أكثر ثباتاً من أكسيد الحديد ، وبما أن التفاعل يسير في اتجاه المركب الأكثر ثباتاً لذا يسير التفاعل في اتجاه تكوين أكسيد الألمونيوم وليس في اتجاه تكوين أكسيد الحديد كما في المعادلة :



مثال (٧-١) :

(١) احسب التغير في المحتوى الحراري للتفاعل الآتي :

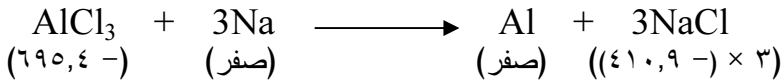


علماً بأن حرارة تكوين كل من $AlCl_3$ و $NaCl$ على الترتيب هي :

$(- 695,4)$ ، $(- 410,9)$ كيلوجول / مول .

الحل :

حرارة تكوين العناصر في حالاتها القياسية تساوي صفراً :



يطبق قانون التغير في المحتوى الحراري :

$\Delta H = \text{حرارة تكوين النواتج} - \text{حرارة تكوين المتفاعلات}$

$$(- 695,4) - 3 \times (- 410,9) =$$

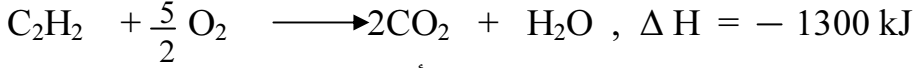
$$= - 695,4 + 1232,7 =$$

$$= - 537,3 \text{ كيلوجول}$$

∴ التغير في المحتوى الحراري للتفاعل = $- 537,3$ كيلو جول وهو تفاعل طارد للحرارة .

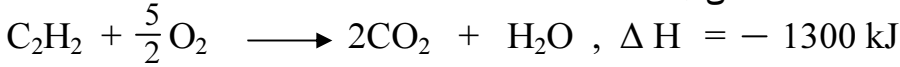
مثال (٨-١) :

يحترق غاز الإيثانين (C_2H_2) تبعاً للمعادلة :



احسب حرارة تكوين الإيثانين إذا علمت أن حرارة تكون كل من الماء وثاني أكسيد الكربون هي (- ٢٨٥,٨٥) ، (- ٣٩٣,٧) كيلو جول على التوالي .
الحل : نفرض أن حرارة تكون الإيثانين هي س كيلو جول .

معادلة التفاعل :



نعوض حرارة التكوين (- ٢٨٥,٨٥) + (- ٣٩٣,٧ × ٢) + (صفر × $\frac{5}{2}$) (س) في المعادلة

$$\begin{array}{l} \text{س} \longrightarrow 787,4 - 285,85 - \\ \text{س (متفاعلات)} \longrightarrow 1073,25 - \text{(نواتج)} \end{array}$$

بالتعويض في القانون :

$$\Delta H = H_2^\circ - H_1^\circ$$

نواتج متفاعلات

$$\Delta H = 1300 - = - 1073,25 \text{ س}$$

$$1300 + 1073,25 = \text{س}$$

$$\text{س} = 226,75 \text{ كيلو جول / مول .}$$

∴ حرارة تكوين الإيثانين = ٢٢٦,٧٥ كيلو جول / مول . وهو تفاعل ماص للحرارة .

تمرين (١-١)

(١) عرّف ما يلي :

أ/ الطاقة .
ب/ الجول .

ج/ التفاعل الطارد للحرارة مع ذكر مثال .

د/ التفاعل الماص للحرارة مع ذكر مثال .

هـ/ المحتوى الحراري .
و/ طاقة الرابطة .

(٢) قارن بين التفاعلات الطاردة والماصة للحرارة مع ذكر أمثلة لكل نوع منهما .

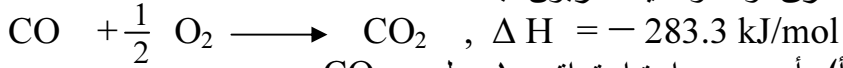
(٣) أكمل : (أ) حرارة التعادل هي : حرارة احتراق الوقود

(ب) القيمة السعيرية للوقود =

(٤) رتب المركبات التالية حسب ثباتها حرارياً :

N_2O ، NH_3 ، N_2O_5 ، N_2O_3 ، NO_2 ، NO
كل مركب على الترتيب هي : (+ ٩٠) ، (+ ٣٣) ، (+ ١٥) ، (+ ٨٤) ،
(- ٤٦) ، (+ ٨٢) كيلو جول / مول .

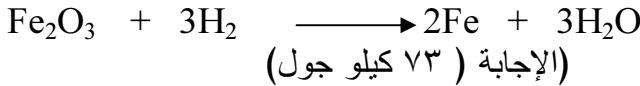
(٥) يحترق أول أكسيد الكربون تبعاً للمعادلة :



- (أ) أحسب حرارة احتراق ١٠ مول من CO .
(ب) احسب حرارة احتراق ١٤ جرام من CO .
(ج) أحسب كتلة CO التي تعطي عند احتراقها ٥٦٦,٦ كيلو جول .
(١٢ = C ، ١٦ = O) .

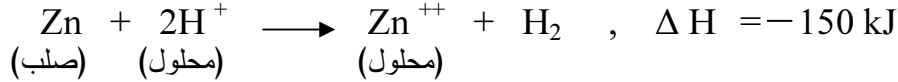
الإجابة (- ٢٨٣٣ كيلو جول ، - ١٤١,٦٥ كيلو جول ، ٥٦ جرام) .

(٦) إذا كانت حرارة تكوين Fe_2O_3 وبخار الماء هي (- ٧٩٩) ، (- ٢٨٥,٥)
كيلو جول على التوالي . أحسب قيمة ΔH للتفاعل :



(٧) أحسب حرارة تكوين غاز البروبان C_3H_8 إذا علمت أن حرارة احتراق
البروبان (- ٢٢٨,٥) كيلو جول وحرارة تكوين CO_2 والماء على الترتيب
هي (- ٤٠٦) ، (- ٢٨٥,٥) كيلو جول . ثم اكتب معادلة التفاعل .

(٨) يتفاعل الخارصين مع حمض HCl المخفف وفقاً للمعادلة :



(أ) أحسب عدد مولات HCl و Zn عندما يكون التغير الحراري (- ١٥٠)
كيلو جول .

(ب) أحسب التغير الحراري عندما يذوب مولان من الخارصين في كمية وافرة
من حمض HCl .

(ج) إذا علمت أن الكتلة الذرية للخارصين = ٦٥ والهيدروجين = ١ وكان
التغير الحراري ١٠٠ كيلو جول ، فما كتلة الخارصين الذائب
والهيدروجين الناتج ؟

(د) إذا استخدم حمض الكبريتيك بدلاً من حمض HCl كم مولاً من حمض
الكبريت يتفاعل مع كمية وافرة من الخارصين ليكون التغير الحراري
(- ١٥٠) كيلو جول ؟

(٣) الفصل الثالث سرعة وآلية التفاعلات الكيميائية

عندما نتحدث عن أي تفاعل كيميائي نرسم له عادة بمعادلة كيميائية موزونة
مثل :



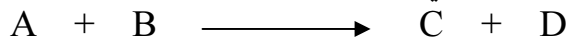
ونقول إنَّ الهيدروجين يتفاعل مع الأوكسجين ليعطي الماء ، ولكن كيف يحدث ذلك ؟ وبأي سرعة ؟
لا نجد الإجابة من خلال هذه المعادلة . مثل هذه الأسئلة يهتم بالإجابة عليها فرع من الكيمياء يسمى علم الحركيات الكيميائية .

(١-٣) معدل التفاعل الكيميائي :

تختلف التفاعلات الكيميائية في سرعة حدوثها ، فمثلاً بينما نجد أنَّ الخشب يحترق بالنار خلال دقائق (أكسدة) يحتاج الحديد لبضعة أيام لتكوين الصدأ (أكسدة أيضاً) . كما أننا نجد أنه بينما تحدث بعض التفاعلات في جزء من المليون من الثانية تكتمل التفاعلات الجيولوجية في ملايين السنين .
تسمى السرعة التي يتم بها التفاعل الكيميائي : [معدل التفاعل] ونعني به السرعة التي تختفي بها إحدى المواد المتفاعلة وتظهر بها إحدى المواد الناتجة من التفاعل مع مرور الزمن .

(٢-٣) قياس معدل التفاعل :

بقياسنا للنقصان في تركيز إحدى المواد المتفاعلة مع الزمن نستطيع أن نتحصل على معدل التفاعل الكيميائي .
معدل التفاعل (Rate) ونرمز له فيما يلي بالحرف (R) يتناسب طردياً مع معدل اختفاء المادة المتفاعلة عبر الزمن .
في التفاعل الافتراضي :



معدل التفاعل :

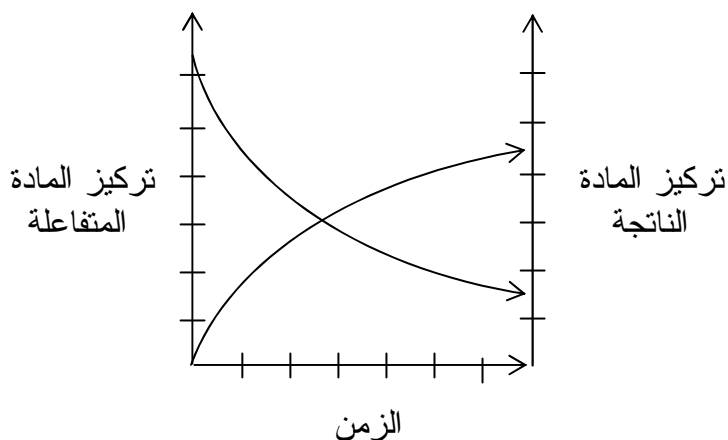
$$R \propto - \frac{\Delta [\text{A}]}{\Delta t}$$

$$R = -k \frac{\Delta [\text{A}]}{\Delta t}$$

حيث الحرف الإغريقي دلتا (Δ) يرمز للفرق بين كميتين عادة ، و(∞) هي علامة التناسب ، و[A] هو تركيز المادة المتفاعلة A مقاساً بعدد المولات من المادة A المذابة في الديسمتر المكعب الواحد (مول/ديسم³) و (Δt) هي الفارق في الزمن ، أي الفارق بين زمنين متتاليين (t_1) و (t_2) . k هو ثابت التناسب ويسمى ثابت المعدل (Rate constant) وهو قيمة ثابتة تتغير فقط مع تغير درجة الحرارة. علامة السالب تدل على نقصان تركيز المادة المتفاعلة مع مرور الزمن (t). إذا تم قياس معدل التفاعل بقياس معدل ظهور المادة الناتجة فإن :

$$R = k \frac{\Delta [C]}{\Delta t}$$

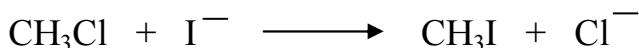
اختفاء العلامة السالبة يعني أن تركيز المادة الناتجة في ازدياد مع مرور الزمن . انظر الشكل (١-٣) .



الشكل (١-٣) : يوضح منحنى زيادة تركيز المادة الناتجة ومنحنى نقصان تركيز المادة المتفاعلة مع الزمن .

مثال (١-٣) :

يحتوي الجدول الآتي على بعض المعلومات الحركية عن التفاعل :



عند درجة حرارة ٢٥°م (٢٩٨ كلفن)

[I ⁻] M	٠,٥	٠,٤٥	٠,٤١	٠,٣٥	٠,٢٧
الزمن بالدقيقة (t)	صفر	١٨٠	٣٦٠	٧٢٠	١٤٤٠

- (أ) أحسب معدّل سرعة اختفاء أيون اليوديد من بداية التفاعل وحتى مضي ١٨٠ دقيقة على بداية التفاعل .
- (ب) أحسب معدّل سرعة اختفاء (I⁻) خلال المدة من ٣٦٠ دقيقة وحتى ١٤٤٠ دقيقة .

$$\text{الحل : (أ)} \quad \frac{(0,5 - 0,45) -}{\frac{60 \times (\text{صفر} - 180) \text{ ثانية}}{10^{-1} \text{ مول / ديسم}^3 \cdot \text{ثانية}}} = \frac{\Delta [I^-]}{\Delta t}$$

$$= \frac{0,05}{60 \times 180} = 4,63 \times 10^{-6} \text{ مول / ديسم}^3 \cdot \text{ثانية}$$

$$\text{(ب)} \quad \frac{(0,41 - 0,27) -}{\frac{60 \times (360 - 1440) \text{ ثانية}}{10^{-1} \text{ مول / ديسم}^3 \cdot \text{ثانية}}} = \frac{\Delta [I^-]}{\Delta t}$$

$$= \frac{0,14}{60 \times 1080} = 2,16 \times 10^{-6} \text{ مول / ديسم}^3 \cdot \text{ثانية}$$

لاحظ أن تركيز المادة المتفاعلة (أيون اليوديد) يتناقص مع مرور الزمن .

(٣-٣) العوامل المؤثرة على سرعة التفاعل :

لقد ذكرنا أنفاً أن سرعة التفاعلات الكيميائية تختلف اختلافاً كبيراً ، فما السبب في هذا الاختلاف ؟ وكيف نستطيع أن نعدل من سرعة تفاعل بطيء ؟

هناك أربع عوامل تؤثر على سرعة التفاعل الكيميائي هي :

(١) طبيعة المادة :

يحدث التفاعل بين المواد لتكوين مواد أخرى وهذا يتطلب بالطبع تكسير الروابط في المواد المتفاعلة وتكوين روابط جديدة بين الذرات التي سوف تكون المواد الناتجة .

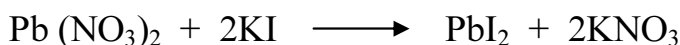
إذن طبيعة التركيب الإلكتروني للمادة (أو المواد) المتفاعلة يحدد ما إذا كان من السهل حدوث ذلك . مثلاً يتفاعل أكسيد النتروجين (أو أكسيد النتريك)

بسرعة مع الأوكسجين ، بينما يتفاعل أول أوكسيد الكربون ببطء . وهذا يعزى لطبيعة التركيب الالكتروني لجزيئات المركبين :

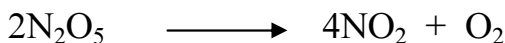


فوجود رابطة ثلاثية في CO يجعل كسرها أكثر صعوبة من الرابطة الثنائية في NO .

كما نجد أيضاً أنّ المركبات الأيونية تتفاعل أسرع من المركبات التي تحتاج إلى تكسير الروابط . مثلاً التفاعل :



يحدث لحظياً ، لأنّ مكونات المواد المتفاعلة توجد في المحلول في شكل أيونات ، بينما التفاعل :



يحدث ببطء وذلك لأنّ تحلل (N₂O₅) يحتاج لأن تتكسر الروابط التي تربط بين ذراته لترتيب ترابطها مرة أخرى في النواتج NO₂ و O₂ .

(٢) درجة الحرارة :

نلاحظ أن اللحم مثلاً يتعفن بسرعة إذا ترك بدرجة الحرارة العادية ولذلك يحفظ في مكان بارد مثل غرفة التبريد في الثلاجة . تعفن الطعام عبارة عن تفاعل كيميائي ، وواضح أن درجة الحرارة تزيد من سرعة التفاعلات الكيميائية وعموماً وُجد أن زيادة درجة الحرارة بعشرة درجات مئوية يُضاعف من سرعة التفاعل .

إنّ أثر ارتفاع درجة الحرارة على سرعة التفاعل الكيميائي ناتج من زيادة سرعة حركة جزيئات المواد المتفاعلة لزيادة طاقتها الحركية (Kinetic energy) وبما أن التفاعل لا يتم إلا إذا التقطت الجزيئات المتفاعلة فإن زيادة سرعتها تزيد من معدل تصادمها وبالتالي تكون نواتج بمعدلات أكبر .

(٣) تركيز المواد المتفاعلة :

كلما زاد تركيز المواد المتفاعلة زاد معدل التفاعل وهذا ظاهر من اعتماد معدل التفاعل (R) على تركيز المواد .
الجدول رقم (٣-١) يوضح المعدل الابتدائي لتفاعل أوكسيد النتريك مع الأوكسجين بتركيز مختلفة في عدة تجارب .

الجدول رقم (٣-١) : المعدل الابتدائي لتفاعل أكسيد النترريك مع الأوكسجين بتركيز مختلفة .

المعدل الابتدائي (١٠٠٠) مول/ديسم ^٣ .ث	التركيز الابتدائية مول/ديسم ^٣ (١٠٠٠×)		رقم التجربة
	NO	O ₂	
٢٨	٢٠	١٠	١
٥٧	٢٠	٢٠	٢
١١٤	٢٠	٤٠	٣
٢٢٧	٤٠	٢٠	٤
١٤	١٠	٢٠	٥

لاحظ زيادة المعدل باضطراد بزيادة تركيز الأوكسجين في التجارب ١ ، ٢ ، ٣ عند ثبات تركيز أكسيد النترريك . إذن مضاعفة تركيز الأوكسجين يُضاعف المعدل .

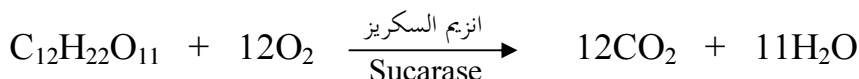
أما في التجريبتين ٢ ، ٤ فيلاحظ أن مضاعفة تركيز أكسيد النترريك (من ٢٠ في التجربة ٢ إلى ٤٠ في التجربة ٤) تزيد المعدل أربعة أضعاف مع ملاحظة ثبات تركيز الأوكسجين في التجريبتين .
إنَّ زيادة التركيز يعني زيادة عدد جزيئات المواد المتفاعلة في وحدة الحجم وبالتالي زيادة معدل التفاعل .

(٤) الحفز (Catalysis) :

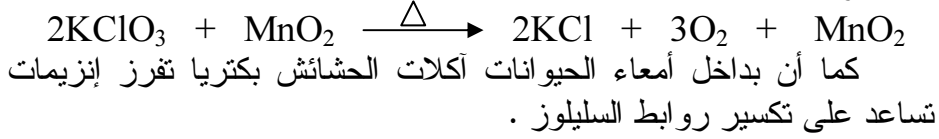
بعض المواد تزيد من معدلات التفاعل الكيميائي ، ولكن لا تدخل هذه المواد في تركيب وتكوين المواد الناتجة وتبقى كما هي بنهاية التفاعل بالرغم من أنها دخلت كمادة متفاعلة في مراحل مختلفة أثناء سير التفاعل . مثل هذه المواد تسمى المواد الحفازة أو العوامل المساعدة .

نستعمل المواد الحفازة كثيراً في التفاعلات على مستوى المعامل والمصانع كما أنَّ المركبات التي تسمى بالإنزيمات في داخل أجسام الكائنات الحية ما هي إلا عوامل حفازة للتفاعلات الحيوية داخل جسم الكائن الحي .

فمثلاً أكسدة السكر في المعمل عند درجة حرارة ٣٧°م لا تكاد تذكر ، بينما يتأكسد داخل جسم الإنسان بسرعة كبيرة بفضل وجود انزيم السكريز :



كما أنّ تحلل كلورات البوتاسيوم إلى أوكسجين وكلوريد البوتاسيوم يتم بسرعة كبيرة في حالة وجود قليل من أكسيد المنجنيز (IV) [ثاني أوكسيد المنجنيز MnO₂] :

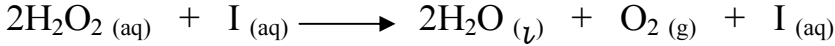
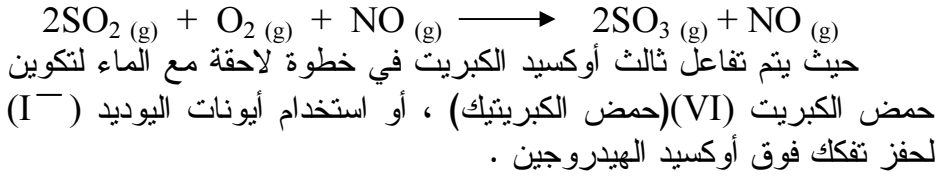


هنالك نوعان من الحفز :

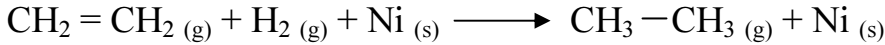
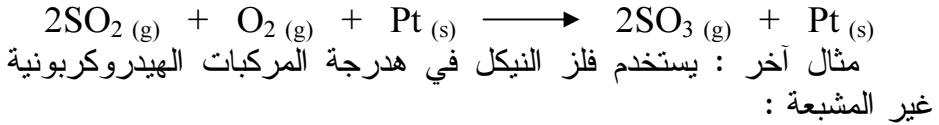
١. الحفز المتجانس .

٢. الحفز غير المتجانس .

في الحفز المتجانس يكون العامل الحفاز في نفس حالة المواد المتفاعلة ، مثلاً يكون العامل الحفاز والمواد المتفاعلة كلها في الحالة الغازية . مثال لذلك استخدام أوكسيد النتروجين (II) (أوكسيد النتريك) لزيادة سرعة إنتاج حمض الكبريت (VI) في الصناعة :



أما الحفز غير المتجانس فيكون العامل المحفز في حالة غير حالة المواد المتفاعلة ، مثلاً يكون العامل الحفاز صلباً ، والمواد المتفاعلة في الحالة الغازية . ففي تحضير حمض الكبريت (VI) يستخدم فلز البلاتين (Pt) في الحالة الصلبة كعامل حفاز :



أحياناً يكتب العامل الحفاز فوق سهم المعادلة هكذا $\xrightarrow{\text{Pt}}$.
العامل الحفاز يزيد فقط من سرعة التفاعل وليس في استطاعته أن يمكن تفاعلاً من الحدوث إذا كان غير قابل للحدوث ابتداءً - أي بدون عامل حفاز .
أحياناً يسمى العامل الحفاز بالعامل المساعد .

(٣-٤) آلية (ميكانيكية) التفاعل الكيميائي :

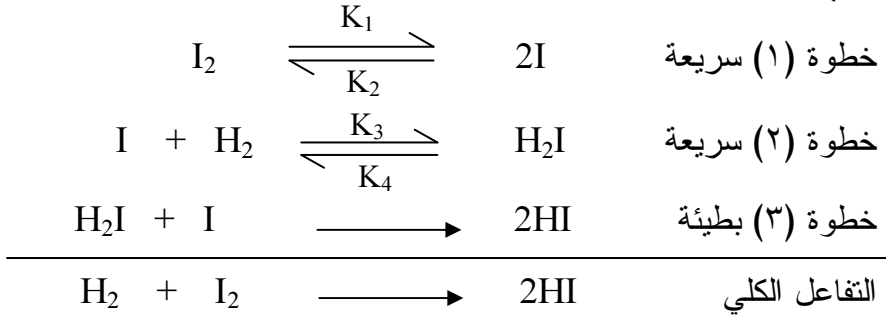
المعادلة الكيميائية هي عبارة عن تلخيص واختزال لكثير من العمليات التي تحدث فعلاً أثناء مرور التفاعل من المواد المتفاعلة وحتى تكوين المواد الناتجة .

كيف تتكون المواد الناتجة ؟

عادة يمر التفاعل الكيميائي بمراحل وخطوات متتابعة يختلف عددها باختلاف التفاعلات الكيميائية ؛ كل مرحلة أو خطوة عبارة عن تفاعل كيميائي قائم بذاته وتكون نواتجه عبارة عن مركبات وسيطة لا تلبث أن تتفاعل لتستقر أخيراً في شكل النواتج النهائية للتفاعل .

مثلاً تفاعل الهيدروجين مع اليود لتكوين يوديد الهيدروجين يمر بالخطوات

الآتية :



يعتمد معدل التفاعل على أبطأ خطوة في الآلية ولذلك تسمى مثل هذه الخطوة بالخطوة المحددة لمعدل التفاعل مثل الخطوة (٣) في التفاعل أعلاه .

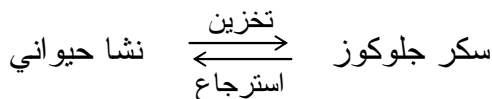
تمرين (٣-١)

- (١) لماذا تزيد درجة الحرارة معدل التفاعل الكيميائي ؟
- (٢) لماذا يزيد معدل التفاعل بزيادة تركيز المادة ؟
- (٣) ماذا يحدث لمعدل التفاعل الكيميائي إذا أضفت ماءً للمحلول المائي للمواد المتفاعلة ؟
- (٤) أي التفاعلين الآتيين أسرع من الآخر ؟ ولماذا ؟
 $\text{H}_2 + \text{I}_2 / \text{أ}$
 $\text{NaCl} + \text{AgNO}_3 / \text{ب}$
- (٥) عرّف العامل الحفاز .

(٢) الفصل الثاني مبادئ الاتزان الكيميائي (Principles of Chemical Equilibrium)

(١-٢) مقدمة :

عند النظر إلى الكون وما به من أجسام سماوية من كواكب وأقمار ونجوم تلاحظ أن كلاً منها يتحرك في فلك معين لا يخرج عنه ، فما سبب ذلك ؟ أنت تعلم أن كل جرم سماوي يتعرض لقوى جذب وطرده متضادة لكنها متساوية ومتوازنة ، وهذا يجعل هذه الأجسام في حالة اتزان حركي مستمر . وعند النظر إلى الأرض ترى كثيراً من الظواهر الدالة على الاتزان ، ومن هذه الظواهر دورات العناصر والمركبات في الطبيعة مثل دورة ثاني أكسيد الكربون والماء والنتروجين . وعند النظر داخل أجسام الكائنات الحية ترى مفهوم الاتزان ممثلاً في نسبة السكر والأملاح في الدم ودرجة حرارة الجسم . فأنت تعلم أن نسبة السكر في الدم ثابتة عند حد معين يقع بين ٨٠ - ١٢٠ مليجرام / ١٠٠ سم^٣ ، فإذا زادت عن ذلك يعمل الجسم على إنقاصها بسرعة ، وإذا نقصت عن ذلك يعمل الجسم على رفعها ، وذلك من خلال عمليتين متضادتين هما عمليتا تخزين واسترجاع السكر ويمكن تمثيل ذلك بالمعادلة التالية :



ومن المعادلة تلاحظ أن كل نظام في حالة اتزان يكون له تفاعل ذو اتجاهين متعاكسين يشار لهما بسهمين متعاكسين (\rightleftharpoons)

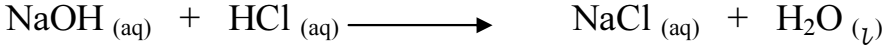
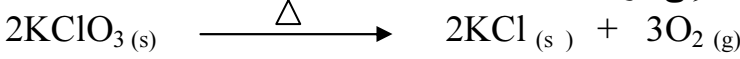
(٢-٢) الاتزان الكيميائي :

عند النظر إلى التفاعلات الكيميائية يتبادر إلى الذهن أن التفاعلات الكيميائية تسير في اتجاه واحد لتتوقف عند استهلاك المواد المتفاعلة (الاتجاه الأمامي) ، إلا أن معظم التفاعلات الكيميائية منعكسة ، إذ تسير في الاتجاه العكسي (اتجاه تحلل أو تفاعل نواتج التفاعل لتكون المواد المتفاعلة) ، وهذا يقود إلى حالة تعرف بالاتزان، فما الاتزان ؟ وما خصائصه ؟ وما العوامل المؤثرة فيه ؟ وما تطبيقات الاتزان في حياتنا ؟

التفاعلات الكيميائية المنعكسة وغير المنعكسة :

يمكن تقسيم التفاعلات الكيميائية من حيث اكتمالها ووصولها إلى نهاية إلى نوعين هما :

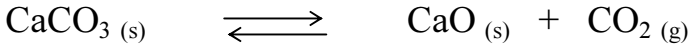
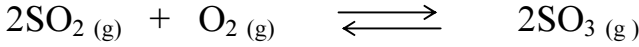
(أ) تفاعلات تامة (غير منعكسة) : وهي تفاعلات تسير في اتجاه واحد تتحول فيه المواد المتفاعلة إلى مواد ناتجة . مثلاً :



وفيها يوضع سهم واحد (\longrightarrow) بين المتفاعلات والنواتج ، أو علامة

. (=)

(ب) تفاعلات غير تامة (منعكسة) وهي تفاعلات تسير في اتجاهين متضادين (الأمامي والعكسي) ولا تتحول فيها المواد المتفاعلة تحولاً تاماً إلى مواد ناتجة ، لكنها بعد فترة معينة تصل إلى حالة اتزان بين المتفاعلات والنواتج ، حيث توجد المتفاعلات والنواتج في حيز التفاعل جنباً إلى جنب وباستمرار . ومن أمثلة هذه التفاعلات :



ولفهم حالة الاتزان قم بالنشاط التالي :

نشاط (١-٢) :

(١) أضف قليلاً من بلورات KMnO_4 الصلبة البنفسجين إلى قليل من الماء في زجاجة ساعة .

تلاحظ أن الملح ذاب واكتسب الجزء المحيط به لوناً بنفسجياً ، وبعد قليل ينتشر اللون في جميع أجزاء الماء .

(٢) أضف مزيداً من KMnO_4 الصلبة . تلاحظ ازدياد اللون البنفسجي في المحلول حتى يصل حداً لا يستطيع فيه الماء أن يذيب مزيداً من KMnO_4 ، وأي إضافة جديدة من البرمنجنات لا تذوب وإنما تترسب في زجاجة الساعة .

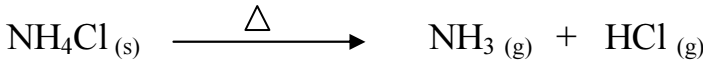
من النشاط (١-٢) يبدو أن النظام قد وصل إلى حالة سكون وأصبحت تراكيز المواد ثابتة ، وعندها نقول أن النظام في حالة اتزان . والاتزان هنا حالة

تشمل تغيرات طبيعية أو كيميائية منعكسة تحدث في اتجاهين لكن ماذا حدث في محلول برمنجنات البوتاسيوم ؟

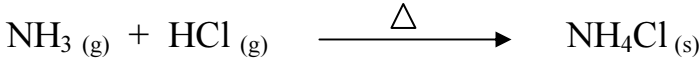
الذي حدث أن جزيئات البرمنجنات الصلبة تذوب في الماء وفي نفس الوقت تترسب بعض جزيئات البرمنجنات الذائبة في المحلول لتكون جزيئات برمنجنات صلبة . وتتم العمليتان (الذوبان والترسيب) في نفس الوقت وبنفس السرعة عند حالة الاتزان ، ويبدو للناظر كأن شيئاً لم يتغير وعلى ذلك يمكن النظر للنظام المتزن كالتالي :

النظام المتزن : نظام ساكن على المستوى المرئي وديناميكي (حركي) على المستوى غير المرئي .

وجد أنه في أي تفاعل كيميائي منعكس تتساوى سرعة التفاعل الأمامي مع سرعة التفاعل العكسي ، وتثبت تراكيز المواد المتفاعلة والنواتجة ، ويظل التفاعل في حالة اتزان طالما كانت جميع المتفاعلات والنواتج موجودة في حيز التفاعل عند ثبات الضغط ودرجة الحرارة ، وقد يصل التفاعل حالة الاتزان بسرعة أو ببطء . لتوضيح حالة الاتزان في تفاعل كيميائي نأخذ حالة تسخين كلوريد الأمونيوم في أنبوبة اختبار ، فتلاحظ أن كلوريد الأمونيوم قد تحول إلى غاز نشادر وغاز كلوريد الهيدروجين وفقاً للمعادلة :

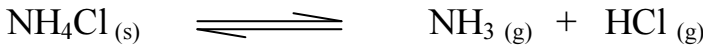


وهنا لم يصل التفاعل لحالة اتزان لأن الغازات تتسرب من أنبوبة الاختبار . لكن نحن نعلم أن النشادر يتفاعل مع كلوريد الهيدروجين وفقاً للمعادلة :

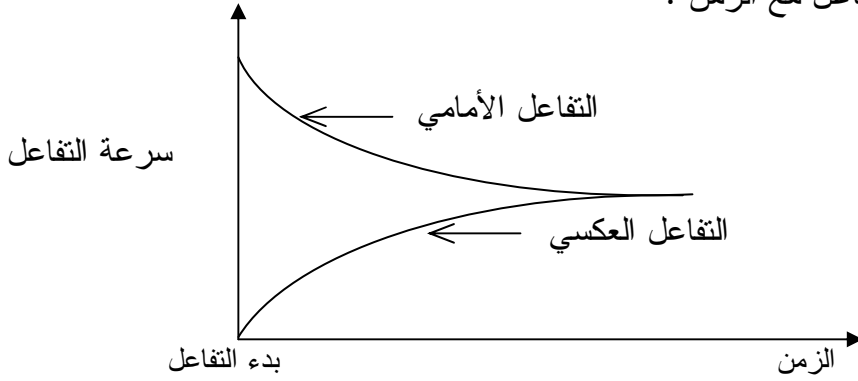


ماذا يحدث إذا سخن كلوريد الأمونيوم في أنبوبة مغلقة ؟ إن ما يحدث هو :

- 1 . يتحلل كلوريد الأمونيوم إلى غازي NH_3 و HCl .
- 2 . عندما تتكون كميات مناسبة من غازي NH_3 و HCl يتفاعلا ويكونا NH_4Cl ويستمر التفاعل الأمامي والعكسي إلى أن تتساوى سرعتيهما .
- 3 . عند تساوي سرعة التفاعلين لا يطرأ أي تغير على كميات المواد المتفاعلة أو المواد الناتجة من التفاعل ، وعندها نقول أن التفاعل قد وصل إلى حالة اتزان ، ويمكن بالتالي التعبير عن حالة الاتزان كالتالي :



ويمكن التعبير عن حالة الاتزان بالشكل (١-٢) الذي يوضح التغير في سرعة التفاعل مع الزمن .



الشكل (١-٢) : التغير في سرعة التفاعل مع الزمن .

أنظر إلى الشكل (١-٢) ، ما العلاقة بين سرعتي التفاعل الأمامي والتفاعل العكسي ؟

١. في البداية تكون سرعة التفاعل الأمامي كبيرة وسرعة التفاعل العكسي تساوي صفراً .
٢. مع مرور الزمن تتناقص سرعة التفاعل الأمامي وتزيد سرعة التفاعل العكسي (بسبب التزايد التدريجي في تركيز المواد الناتجة من التفاعل) .
٣. عندما تتساوى سرعة التفاعل الأمامي مع سرعة التفاعل العكسي يصل التفاعل إلى حالة الاتزان .

لكن هل يتوقف التفاعل عندما يصل إلى حالة الاتزان ؟

أكدت التجارب أن التفاعل بين المواد يكون مستمراً ، وما يحدث أن سرعتي التفاعل الأمامي والعكسي تتساويان ، لذا يبدو التفاعل ساكناً . فمثلاً عند تحلل كربونات الكالسيوم حرارياً في وعاء مغلق يصل التفاعل إلى حالة اتزان يعبر عنها بالمعادلة :

$$\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{CaO}(\text{g}) + \text{CO}_2(\text{g})$$

١. عند إضافة CaCO_3 يحتوي على ذرات كربون مشع CaCO_3^* يلاحظ بعد فترة من الزمن أن ذرات الكربون المشع لا توجد فقط في CaCO_3 بل توجد في جزيئات CO_2^* أيضاً مما يدل على أنه يتحلل في الاتجاه الأمامي .
٢. وعند إضافة غاز ثاني أكسيد الكربون يحتوي على كربون مشع CO_2^* إلى التفاعل المتزن نلاحظ بعد فترة أن كربونات الكالسيوم تحتوي هي الأخرى على كربون مشع CaCO_3^* مما يدل على استمرار التفاعل في الاتجاه العكسي .

مما تقدم يوصف الاتزان بأنه ديناميكي ؛ لأن التفاعل لا يتوقف عند الاتزان بل يستمر في الاتجاهين الأمامي والعكسي ، وتبقى تراكيز مكونات التفاعل ثابتة لا تتغير مع الزمن ، لأن سرعة التفاعل الأمامي تساوي سرعة التفاعل العكسي .

(٢-٣) العوامل المؤثرة على حالة الاتزان :

لكي يصل التفاعل إلى حالة الاتزان لا بد من أن تتساوى سرعتا التفاعل الأمامي والتفاعل العكسي . فما العوامل التي تؤثر على حالة الاتزان ؟
وجد أن العوامل مثل درجة الحرارة ، وتركيز المواد المتفاعلة ، والضغط تؤثر على الاتزان وذلك بتأثيرها على المواد المتفاعلة . مما يترتب عليه أن ينزاح الاتزان إلى اليمين (مع التفاعل الأمامي) أو إلى اليسار (مع التفاعل العكسي) .
استطاع العالم لوشاتيليه (١٨٨٤م) دراسة التفاعلات الكيميائية عند حالة الاتزان ودرس التغيرات الطبيعية التي تحدث لحالة الاتزان تحت ظروف طبيعية مختلفة. وتوصل إلى قاعدة أو مبدأ عام ، تسمى قاعدة لي شاتيليه والتي تنص على:

إذا حدث تغير في أحد العوامل المؤثرة في الاتزان " درجة الحرارة ، التركيز ، الضغط " فإن الاتزان يعدل موضعه بحيث يقلل من تأثير هذا التغير إلى أقصى درجة ممكنة .

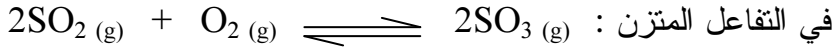
تأثير تغير التركيز :

سرعة التفاعل الكيميائي تتناسب طردياً مع تركيز المواد المتفاعلة ، فإذا زاد تركيزها فإن الاتزان ينزاح في اتجاه تكوين المواد الناتجة (التفاعل الأمامي) .
سرعة التفاعل الكيميائي تتناسب طردياً مع تركيز المواد الناتجة فإذا زاد تركيزها فإن الاتزان ينزاح في اتجاه تكوين المتفاعلات (التفاعل الطردي) .
أي أن الاتزان يتغير موضعه نحو اليمين عند زيادة تركيز المواد المتفاعلة ويتغير موضعه نحو اليسار عند زيادة تركيز المواد الناتجة من التفاعل .

زيادة تركيز أحد المتفاعلات تزيج التوازن من اليسار إلى اليمين .
زيادة تركيز أحد النواتج تزيج التوازن من اليمين إلى اليسار .

- نقص تركيز أحد المتفاعلات يزيح التوازن من اليمين إلى اليسار (التفاعل العكسي) .
- نقص تركيز أحد النواتج يزيح التوازن من اليسار إلى اليمين (التفاعل الأمامي) .

تدريب :

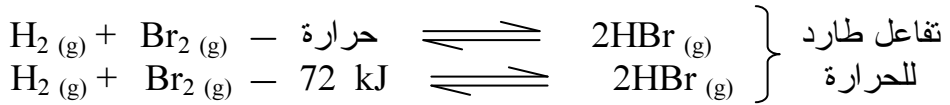
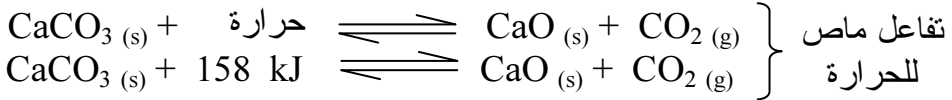


ما أثر كل من التغيرات التالية في تركيز SO_3 عند الاتزان ؟

- (١) زيادة تركيز SO_2 .
- (٢) نقص تركيز SO_2 .
- (٣) نقص تركيز SO_3 .

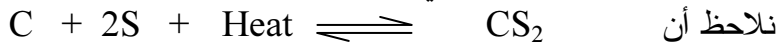
تأثير تغير درجة الحرارة :

التفاعلات الكيميائية إما طاردة وإما ماصة للحرارة . عند كتابة تفاعل كيميائي ماص للحرارة تظهر الحرارة الممتصة إلى جانب المواد المتفاعلة ، وعند كتابة التفاعل الطارد للحرارة تظهر الحرارة المنطلقة إلى جانب المواد الناتجة من التفاعل . مثلاً التفاعلات :



لكن ما أثر تغيير درجة الحرارة على حالة الاتزان في التفاعل الكيميائي ؟

في التفاعل الماص للحرارة التالي :



(١) التفاعل في الاتجاه الأمامي يمتص الحرارة لكي يتم اتحاد C و S لتكوين CS_2 .

- (٢) التفاعل في الاتجاه العكسي يطلق حرارة عند تفكك CS_2 لتكوين S و C .
 (٣) عند رفع درجة الحرارة يميل موضع الاتزان نحو الجهة التي تمتص الحرارة المعطاة ، أي جهة اتحاد بعض جزيئات C و S لتكوين CS_2 (ينزاح الاتزان ناحية اليمين) وبالتالي ينقص تركيز كل من C و S ويزيد تركيز CS_2 .

ماذا يحدث إذا خفضت درجة حرارة تفاعل ماص للحرارة ؟

عند دراسة التفاعل الطارد للحرارة :



تلاحظ أن :

- (١) التفاعل الأمامي يطرد الحرارة لكي يتحد Cl_2 و H_2 ليكونا HCl .
 (٢) التفاعل العكسي يمتص الحرارة لكي يتفكك HCl ليعطي Cl_2 و H_2 .
 (٣) عند رفع درجة الحرارة يميل موضع الاتزان إلى الجهة التي تمتص الحرارة المعطاة أي جهة تفكك HCl ليعطي Cl_2 و H_2 (ينزاح الاتزان ناحية اليسار) وبالتالي ينقص تركيز HCl ويزداد تركيز كل من Cl_2 و H_2 .

ماذا يحدث عند خفض درجة حرارة تفاعل طارد للحرارة ؟

نشاط (٢-٢) :

انقل الجدول التالي في كراستك واملأ الفراغات فيه :

نوع التفاعل	التغير في درجة الحرارة	اتجاه الاتزان
ماص للحرارة	زيادة
	نقصان
طارد للحرارة	زيادة
	نقصان

تأثير الضغط :

أثر الضغط في حالة الاتزان يكون أكثر وضوحاً في التفاعلات في الحالة الغازية منه في التفاعلات التي تتم في الحالة السائلة أو الصلبة ، وذلك لأن أحجام السوائل والمواد الصلبة لا تتأثر كثيراً بالتغيرات الكبيرة في الضغط .

تأثير العوامل المساعدة على حالة الاتزان :

عند إضافة عامل مساعد لتفاعل في حالة اتزان فإن سرعة التفاعل تزداد في الاتجاهين الأمامي والعكسي بالمقدار نفسه ، لذا لا تتأثر حالة الاتزان بوجود العامل المساعد ، لكن تزداد سرعة وصول التفاعل إلى حالة الاتزان .

(٢-٤) تطبيقات على عملية الاتزان :

تم الاستفادة من العوامل المؤثرة في الاتزان في كثير من التطبيقات الصناعية مثل معالجة التلوث في الهواء الجوي وصناعة النشادر بطريقة هابر - بوش .

صناعة النشادر بطريقة هابر - بوش :

يدخل النشادر في صناعة الأسمدة النتروجينية ، وفي الصناعة يحضر النشادر من النتروجين والهيدروجين وفقاً للمعادلة :



والمصانع تهتم بالظروف الملائمة لإنتاج النشادر تجارياً بحيث تكون تكلفة الإنتاج أقل . عند النظر لمعادلة التفاعل تلاحظ أن إنتاج النشادر يتم بإزاحة الاتزان إلى جهة اليمين ، فما هي الظروف المناسبة لذلك ؟

(١) التفاعل طارد للحرارة ، لذا خفض درجة الحرارة يقود إلى إنتاج المزيد من النشادر .

(٢) تلاحظ أن التفاعل عند درجات الحرارة المنخفضة يكون بطيئاً ويأخذ زمناً أطول .

(٣) حلت هذه المشكلة باستخدام عامل مساعد هو Fe_3O_4 .

(٤) العامل المساعد يزيد سرعة الوصول لحالة الاتزان ، لكنه يزيد التفاعل في الاتجاهين الأمامي والعكسي وبذا تقل كمية NH_3 المنتجة ، فما الحل ؟

(٥) زيادة الضغط تعمل على إزاحة الاتزان نحو اليمين (تكوين النشادر) ، كما أن سحب النشادر المتكون (تقليل تركيز النشادر) يعمل على إزاحة الاتزان نحو اليمين .

مماً سبق ، ما الظروف المناسبة لزيادة إنتاج النشادر من N_2 و H_2 ؟

الظروف المناسبة لصناعة النشادر هي :

- (١) ضغط جوي مقداره ٧٠٠ - ١٠٠٠ جو .
- (٢) درجة حرارة ٤٥٠ - ٥٥٠ م° .
- (٣) إضافة عامل مساعد هو Fe_3O_4 لزيادة سرعة الإنتاج .
- (٤) تبريد النشادر المتكون بعد سحبه من وسط التفاعل وتحويله إلى سائل ثم إعادة N_2 و H_2 غير المتفاعلين إلى وسط التفاعل ليتفاعلا مرة أخرى .

تمرين (١-٢)

(١) في الاتزان التالي :



ما أثر كل من التغيرات الآتية في تركيز PCl_5 عند :

- (أ) إضافة PCl_3 .
- (ب) سحب Cl_2 من وعاء التفاعل .
- (ج) زيادة الضغط الواقع (نقص حجم وعاء التفاعل) .
- (د) رفع درجة الحرارة .
- (هـ) إضافة عامل مساعد .

(٢) في الاتزان التالي :



ما أثر كل من التغيرات الآتية في تركيز CS_2 عند :

- (أ) إضافة S ؟
- (ب) سحب CS_2 من الوعاء ؟
- (ج) زيادة الضغط ؟
- (د) إضافة عامل مساعد ؟
- (هـ) خفض درجة الحرارة .

(٣) ما الظروف المناسبة لتحضير النشادر من N_2 و H_2 صناعياً ؟

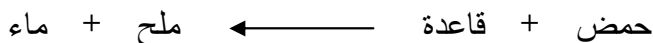
(٤) الفصل الرابع

الأحماض والقواعد (Acids and Bases)

(٤-١) مقدمة :

لم تكن لدى الكيميائيين الأوائل فكرة واضحة عن بنية (تركيب) المواد لذا كان تصنيفهم لها تبعاً لصفاتها الفيزيائية والكيميائية . وأوضح الأمثلة لذلك تعريفهم للحموض والقواعد . فقد عرف الكيميائيون الأوائل أن لعصير الليمون وللخل طعماً حامضياً . كما لاحظوا أن هذه المواد تغير لون بعض الأصبغة الطبيعية . فعصير الليمون يغير اللون المعهود للشاي إلى الأصفر ، وكذلك يفعل الخل . كذلك لاحظوا أنه عندما يضاف الخل إلى فلز كالمغنيزيوم ينطلق غاز الهيدروجين . لذلك أطلق الكيميائيون الأوائل اسم الأحماض على المواد التي تتميز بالطعم الحامضي ، وتغيير لون عباد الشمس إلى الأحمر ، والتفاعل مع بعض الفلزات مطلقة غاز الهيدروجين .

بالمقابل أطلق الكيميائيون الأوائل اسم قواعد على المواد التي تتميز بالطعم المر والملمس للزج والتي تغير لون عباد الشمس إلى الأزرق . وقد عُرِف منذ وقت طويل أن الأحماض تتفاعل مع القواعد معطية ملحاً وماء :



ولتعريف الحمض والقاعدة طرحت على فترات زمنية متتابعة آراء مختلفة لعدد من العلماء ، منهم العالم الفرنسي لافوزييه (Lavoisier) الذي عرّف الحمض بأنه مادة يدخل في تركيبها الأوكسجين . ومن هنا جاءت تسمية الأوكسجين بذلك الاسم والذي يعني مولد الحمض (Oxy-gen) . إلا أن مجموعة من العلماء رأوا أن ينسبوا الصفة الحمضية إلى وجود الهيدروجين في تركيب الحمض . وكان العالم السويدي آرهينيوس أول من اقترح أن الصفات الحمضية تعود إلى ذرة الهيدروجين التي يحويها الحمض . وخلال تطور الكيمياء وضعت عدة نظريات لتفسير السلوك الحمضي أو القاعدي لمادة ما . وسنستعرض هذه النظريات فيما يلي :

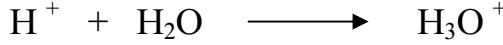
(٤-٢) الحمض والقاعدة وفقاً لنظرية آرهينيوس :

عرّف العالم السويدي آرهينيوس الحمض بأنه :

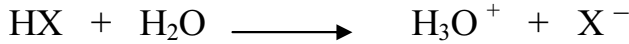
مادة صيغتها (HX) تتأين أو تتفكك في الماء معطية أيونات هيدروجين موجبة (H⁺) .

$\text{HX} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{X}^-$

وفي الواقع فإن أيونات (H^+) قليلة الثبات إذ لا تلبث أن ترتبط بجزيئات الماء مكونة تجمعات على هيئة (H_3O^+) ، المعروف بأيون الهيدرونيوم (Hydronium) :



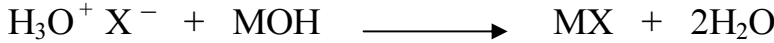
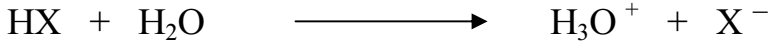
أي إن تأين (HX) في الماء يمكن إجماله في التفاعل :



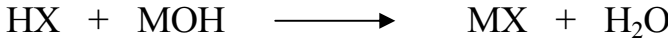
كما عرف آر هينيوس القاعدة بأنها :

مادة صيغتها العامة (MOH) تتأين في الماء معطية أيونات هيدروكسيد (OH^-) .

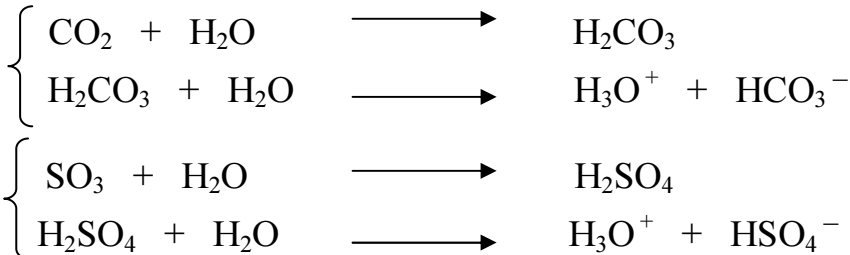
وعند تفاعل حمض مع قاعدة يتحد أيون الهيدروجين مع أيون الهيدروكسيد ويتكون بذلك ملح وماء :



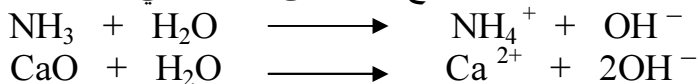
أي يمكن تلخيص التفاعل :



من الجدير بالملاحظة هنا أنّ بعض المواد لا يدخل في تركيبها الهيدروجين ولكنها تسلك في الماء سلوك الحمض ومثال ذلك أكاسيد اللافلزات مثل CO_2 ، SO_3 . تتفاعل هذ المواد مع الماء لتعطي حموضاً تتأين بدورها منتجة أيونات هيدروجين موجبة .

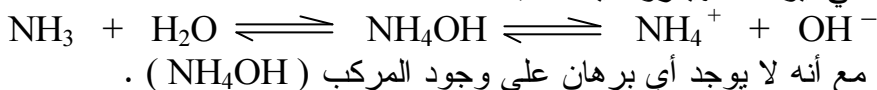


وبالمقابل ، فإنّ بعض المواد لا تحتوي في تركيبها على مجموعة هيدروكسيد ولكنها تسلك في الماء سلوك القواعد . ومثال ذلك الأمونيا وبعض الأكاسيد الفلزية . تتفاعل هذه المواد مع الماء على النحو الآتي :

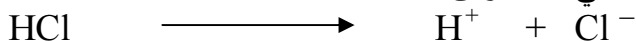


لاقت نظرية أرهينيوس اعتراضات عديدة منها :

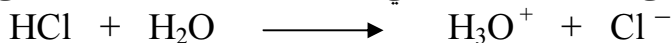
- (١) تعرف هذه النظرية الحموض والقواعد على أساس المحاليل المائية وليس على أساس المواد ذاتها ، فحمض الهيدوكلوريك (HCl) مثلاً لا يمكن اعتباره حمضاً إلا عندما ينحل (يذوب) في الماء ، بينما لا يمكن اعتباره كذلك في مذيب آخر كالبنزين ؛ لأنه في هذه الحالة لا يتأين وبالتالي لا يعطي أيونات (H⁺) . كذلك لا يعتبر (HCl) حمضاً إذا كان في الحالة الغازية لذات السبب .
- (٢) حسب هذه النظرية لا بد من إيجاد بعض التفسيرات النظرية لتعليل الخواص القاعدية لمحلول غاز الأمونيا في الماء . فيجب ، حسب هذه النظرية ، أن يتفاعل غاز الأمونيا مع الماء لإعطاء هيدروكسيد الامونيوم الذي يتأين بدوره ليعطي أيونات الهيدروكسيد حسب المعادلة :



- (٣) تؤكد هذه النظرية ، لتعليل الصفة الحمضية ، على ضرورة وجود أيونات الهيدروجين في المحاليل المائية . ولذلك لا يمكن استخدامها في مذيبات غير الماء لتفسير الصفات الحمضية .
- (٤) في الواقع لا توجد أيونات الهيدروجين (H⁺) في المحلول المائي بشكل مستقل، بل توجد بشكل أيونات هيدروجين مميهة (H₃O⁺) كما أسلفنا . وعلى هذا الأساس إذا كان أيون الهيدروجين الموجب (H⁺) (البروتون) يوجد في الماء على هيئة (H₃O⁺) فإنه من الأفضل ألا ننظر إلى تفكك (HCl) مثلاً في الماء وفق المعادلة :



بل على أساس أن العملية هي انتقال للبروتون من الحمض إلى الماء :



وعلى هذا الأساس فإن الحمض ليس بالضرورة مادة تتفكك معطية بروتوناً بل بالأحرى مادة قادرة على إعطاء أو منح البروتون إلى جزيء آخر . وسيكون هذا التفسير بالغ الأهمية في النظرية التي جاءت بعد مفهوم أرهينيوس كما سيتضح فيما بعد .

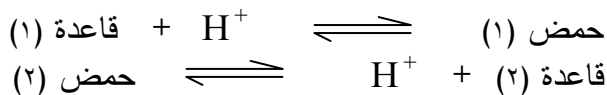
ورغم كل الاعتراضات المذكورة فقد أدت هذه النظرية ، ولا تزال ، دوراً أساسياً في تفسير السلوك الحمضي لأهم الحموض المعروفة وذلك نظراً لسهولتها ، ولأن الماء هو الوسط الذي تتم فيه معظم التفاعلات الكيميائية .

(٣-٤) نظرية برونستد - لوري (Bronsted-Lowry theory) :

بالرغم من سهولة مفهوم أرهينيوس بالنسبة للحموض والقواعد إلا أنه سرعان ما ظهرت عدة اعتراضات ضده كما سبقت الإشارة لذلك .
نتيجة لهذه الاعتراضات تقدم العالمان : برونستد الدنماركي ولوري الانجليزي عام ١٩٢٣م مستقلين عن بعضهما بنظرية جديدة حول الحموض والقواعد أكثر شمولاً من تعريف أرهينوس . وتتص هذه النظرية على أن :

الحمض هو كل مادة تميل لفقد بروتون أو أكثر ، وأن القاعدة هي كل مادة تميل لأخذ بروتون أو أكثر .

وهكذا نجد أن تفاعل حمض وقاعدة ، وفقاً لهذا المفهوم ، يعطي حمضاً وقاعدة جديدين وذلك حسب العلاقة :

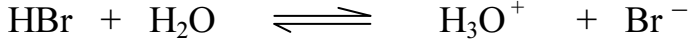
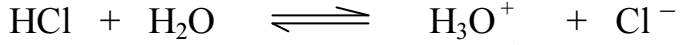
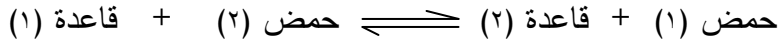


وبجمعهما
حمض (١) + قاعدة (٢) \rightleftharpoons قاعدة (١) + حمض (٢) : نجد أن :

تسمى هذه القواعد والحموض الأزواج المترافقة ، فالحمض (١) حمض مرافق للقاعدة (١) وكذلك الحمض (٢) والقاعدة (٢) .

لتوضيح ذلك انظر إلى المثالين التاليين :

يمكن اعتبار كلوريد الهيدروجين (HCl) وبروميد الهيدروجين (HBr) حمضين عند إذابتهما في الماء . ويمكن اعتبار الماء هنا قاعدة إذ أن كلا من (HCl) و (HBr) يمنح بروتوناً للماء حيث يكون الماء مع البروتون أيون الهيدرونيوم (H₃O⁺) ويكون الأيون (Cl⁻) هو القاعدة المرافقة للحمض (HCl) ، والأيون (Br⁻) هو القاعدة المرافقة للحمض (HBr) . أما أيون الهيدرونيوم (H₃O⁺) فهو الحمض المرافق للقاعدة (H₂O) في الحالتين :

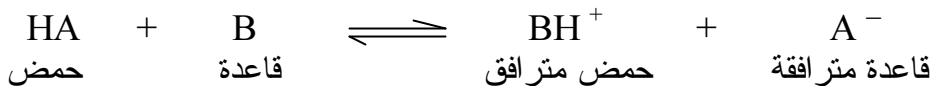
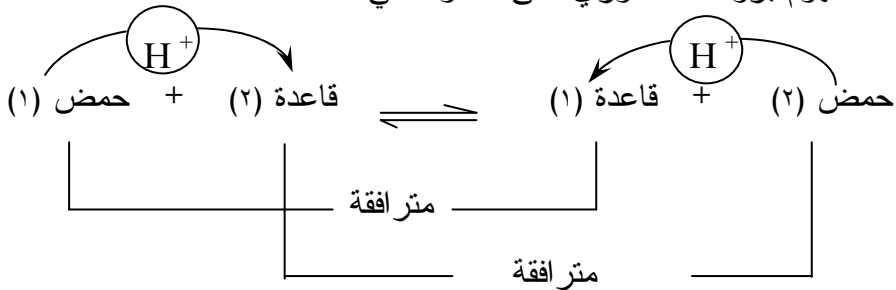


يتضح من المثالين السابقين أن تفاعلات الحموض مع القواعد في نظرية برونستد - لوري تمثل انتقال بروتون (H^+) من الحمض إلى القاعدة ، ويتضح بالتالي أن الحمض لا يكون حمضاً إلا في وجود قاعدة يمنحها البروتون ، وأن القاعدة لا تكون قاعدة إلا في وجود حمض تستقبل منه البروتون .

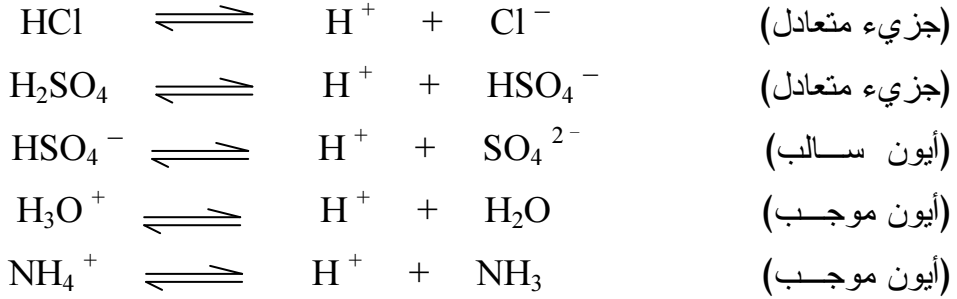
هناك ملاحظة أخرى لا بد من ذكرها وهي أن الحمض (HCl) عندما يتخلى عن بروتونه ويمنحه للماء يتكون بالمقابل أيون الهيدرونيوم الموجب (H_3O^+) وأيون (Cl^-). وهذا الأخير أي (Cl^-) يمكنه أن يأخذ بروتوناً ويتفاعل معه بصورة عكسية ليعطي (HCl) مرة ثانية . وبمقارنة الحمض (HCl) والقاعدة (Cl^-) يتضح أن الاختلاف بينهما من الناحية التركيبية يمثل بروتون (H^+) فقط . وقد تم الاصطلاح على تسمية المواد التي هذا شأنها ولا تختلف فيما بينها إلا في بروتون واحد فقط اسم الحموض والقواعد المترافقة .

وعلى هذا الأساس يعتبر (HCl) حمضاً وأيون الكلوريد السالب (Cl^-) قاعدة مرافقة له في المثال الأول . ويعتبر (HBr) حمضاً وأيون البروميد السالب (Br^-) قاعدة مرافقة له في المثال الثاني . وفي المثالين يعتبر الماء (H_2O) قاعدة وأيون الهيدرونيوم (H_3O^+) حمضاً مرافقاً للماء .

مما سبق ذكره يتضح أنه من الممكن تمثيل تفاعلات الحموض مع القواعد تبعاً لمفهوم برونستد - لوري على النحو الآتي :

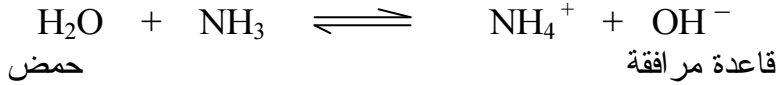


وهكذا فإنه وفقاً لنظرية برونستد - لوري ، قد يكون الحمض جزيئاً متعادلاً أو أيوناً سالباً أو أيوناً موجباً :

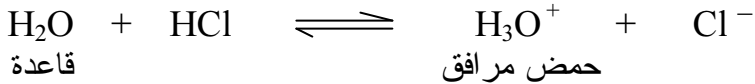


وعلى هذا الأساس يمكن اعتبار جميع الأيونات السالبة قواعد لأنها جميعاً قابلة لأخذ بروتون والارتباط به . وكلما كانت قابلية اتحاد الأيون السالب مع البروتون قوية كانت القاعدة أقوى . فأيون الهيدروكسيد (OH^-) قاعدة قوية بينما أيون الكلوريد قاعدة ضعيفة .

وتبعاً لهذه الطريقة يمكن اعتبار الماء قاعدة وحمضاً . فعندما يتفاعل مع مادة لها قابلية أعلى منه لأخذ البروتون يكون حمضاً وتكون قاعدته المرافقة أيون الهيدروكسيد كما في تفاعله مع الأمونيا :



وعندما يتفاعل مع مادة لها قابلية أعلى منه لمنح بروتون يكون قاعدة ويكون حمضه المرافق أيون الهيدرونيوم كما في تفاعله مع كلوريد الهيدروجين :



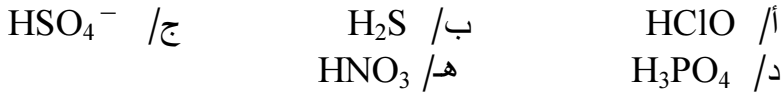
إن مفهوم برونستد - لوري ، كما رأينا - أكثر شمولاً من مفهوم أرهينيوس ، فهو يعرف الحموض والقواعد باعتبار المادة نفسها وليس باعتبار تأينها في المحاليل المائية . ولهذا لا نجد ضرورة خاصة هنا لحدوث التأين في الماء كي نفسر الصفة الحمضية أو القاعدية . وبمعنى آخر فإن هذه النظرية لا تقصر السلوك الحمض - قاعدي على أي مذيب معين .

ورغم كل هذه الميزات فإن نظرية برونستد - لوري تعاني من " عقدة " البروتون ، فهي تعرف صفة الحمض - قاعدية اعتماداً على البروتون : منحه

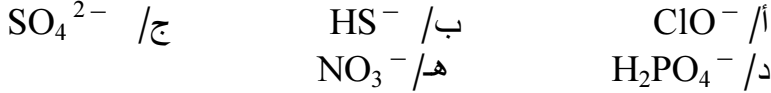
أو أخذه . صحيح أن معظم التفاعلات الحمض - قاعدية تتميز بانتقال بروتون من مادة إلى أخرى ، ولكن ثمة تفاعلات من هذا النوع (حمض - قاعدية) ، كما سنرى لاحقاً ، لا تتضمن انتقال أية بروتونات . وبمعنى آخر فإن نظرية برونستد لوري لا تشمل بشكل كاف ومُرَض تفاعلات الحمض - قاعدة التي لا تتضمن انتقالاً للبروتونات .

مثال (٤-١) :

اذكر القواعد المرافقة لكل من :

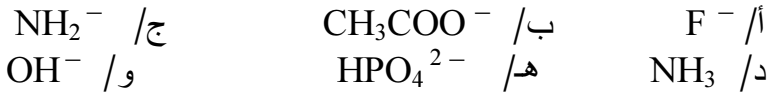


الحل : نحصل على القاعدة المرافقة دائماً بنزع H⁺ واحد من الجزيء أو الأيون المعطى ، فالقواعد المرافقة للحموض في التمرين (١) هي :

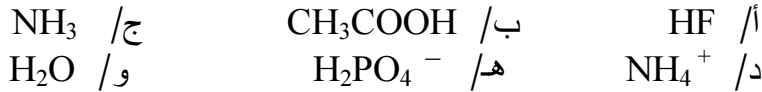


مثال (٤-٢) :

اكتب صيغة الحمض المرافق لكل من قواعد برونستد الآتية :

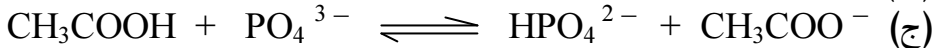
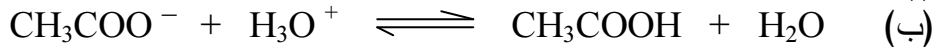
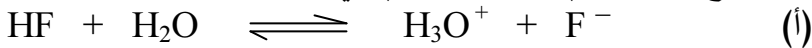


الحل : لإيجاد الحمض المرافق نضيف H⁺ إلى صيغة القاعدة المعطاة . فالحموض المرافقة للقواعد الواردة في التمرين (٢) هي :



مثال (٤-٣) :

بيِّن الأزواج المترافقة (حمض - قاعدة) في كل من التفاعلات الآتية :



الحل : إن الحمض والقاعدة في الزوج المترافق ، تختلفان عن بعضهما بأيون H⁺ واحد فقط . وعلى هذا :

في (أ) HF و F⁻ زوجان مترافقان (F⁻ قاعدة و HF حمض) .

في (ب) H₃O⁺ و H₂O زوجان مترافقان (H₂O قاعدة و H₃O⁺ حمض) .

في (ب) CH_3COO^- و CH_3COOH زوجان مترافقان (CH_3COO^- قاعدة و CH_3COOH حمض) .
 H_3O^+ و H_2O زوجان مترافقان (H_3O^+ حمض و H_2O قاعدة) .
 في (ج) CH_3COOH و CH_3COO^- زوجان مترافقان (CH_3COOH حمض و CH_3COO^- قاعدة) .
 PO_4^{3-} و HPO_4^{2-} زوجان مترافقان (PO_4^{3-} قاعدة و HPO_4^{2-} حمض) .

(٤-٤) نظرية لويس :

اقترح لويس (G. N. Lewis) عام ١٩٢٣م مفهوماً جديداً للحموض والقواعد يعتمد على النظرية الالكترونية للتكافؤ . وتوضح هذه النظرية مفهوم الحمض والقاعدة ليس على أساس التفاعلات الأيونية (كما في مفهوم أرهينيوس) ، وليس على أساس انتقال البروتون (كما في مفهوم برونستد - لوري) ، بل على أساس تشكل (تكوين) الرابطة . فالقاعدة في مفهوم لويس هي :

المادة التي تستطيع أن تعطي زوجاً من الالكترونات تكون بهما رابطة تساندية .

أما الحمض فهو :

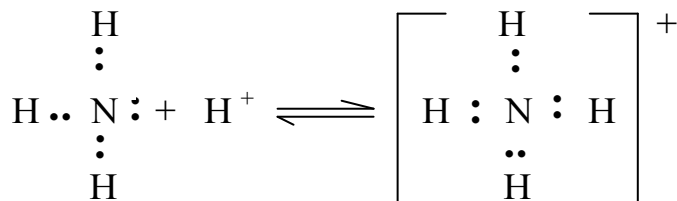
المادة التي تقبل زوجاً من الالكترونات .

وهكذا تكون عملية التعادل في هذا المفهوم هي :

العملية التي تقود إلى نشوء رابطة تساندية بين الدقائق المانحة للإلكترونات والدقائق الآخذة للإلكترونات .

والمواد التي تعتبر قواعد حسب مفهوم لويس هي المواد نفسها التي تعتبر قواعد حسب مفهوم برونستد - لوري ، لأن كل جزيء أو أيون يقبل بروتونات (قاعدة حسب مفهوم برونستد - لوري) يفعل ذلك ، لأن لديه زوجاً غير مشارك من الالكترونات (وهو مفهوم القاعدة لدى لويس) .

فجزيء الأمونيا يقبل البروتون وفق مفهوم برونستد - لوري ، ويمنح زوجاً من الإلكترونات وفق مفهوم لويس ، وفي كلا المفهومين فالأمونيا قاعدة :

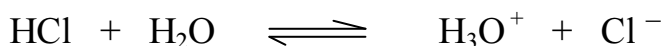


مع تعدد التعريفات للحموض والقواعد قد تتساءل عن أي التعريفات أفضل ؟ وفي الواقع فإن الإجابة عن مثل هذا التساؤل يلزمها نوع من التحفظ ، وإن ذلك التساؤل أشبه بالتساؤلات عن الافضلية للسكين والمنشار والمقص كأدوات قطع ، فلا أحد منها يفضل الآخر ، ولكل منها مجاله الخاص الذي يستخدم فيه . ولكن بغرض المقارنة فقط يمكن القول أن تعريف لويس تعريف عام وشامل يمكن تطبيقه على جميع المواد على العكس من تعريف برونستد - لوري الذي يقصر استخدامه على المركبات التي بإمكانها تبادل البروتونات فيما بينها ، أما تعريف لويس فيختص تطبيقه على المحاليل المائية فقط .

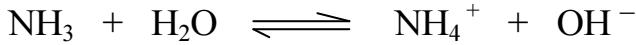
نختتم هذا الموضوع بالقول أن تطور مفهوم الحمض - قاعدة يقدم مثلاً حياً عن كيفية تقدم الفهم الكيميائي مع الزمن . فالتطور هنا كان من المحدد إلى العام . فحسب مفهوم أرهينيوس يكون الحمض مصدراً لأيونات (H^+) والقاعدة مصدراً لأيونات (OH^-) . أما في نظرية برونستد - لوري فالحمض مانح للبروتون والقاعدة مستقبله له . وأخيراً فإن الحمض في مفهوم لويس هو المادة المستقبلية للزوج الإلكتروني ، في عملية تشكيل الرابطة التساندية . وهكذا فإن تعريف برونستد - لوري يشمل كل حموض أرهينيوس وأكثر ، كما أن تعريف لويس يشمل كل حموض برونستد - لوري وأكثر . من المقبول عموماً أن توسيع أي مفهوم علمي معين بحيث يصبح أكثر شمولية يمثل تقدماً في الفكر العلمي .

(٥-٤) المواد المترددة أو المذبذبة :

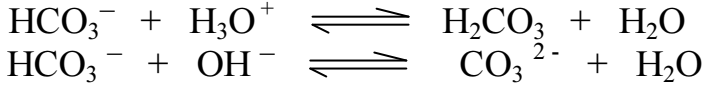
رأينا فيما سبق أن الماء يمكن أن يؤدي دور قاعدة وفق نظرية برونستد - لوري :



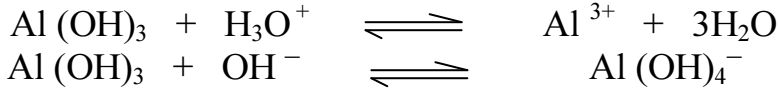
كما يمكن أن يؤدي دور حمض :



وكذلك الأمر بالنسبة لأيون HCO_3^- :



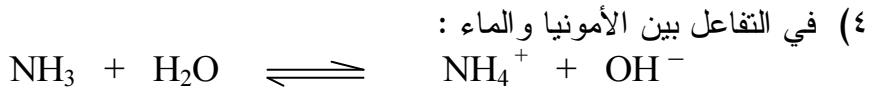
ويلاحظ نفس الأمر بالنسبة لهيدروكسيد الألومونيوم :



تدعى مثل هذه المواد التي يمكن أن تتصرف كحمض أو كقاعدة ، تبعاً للمادة الأخرى المتفاعلة معها ، مواد مترددة او مذبذبة (Amphoteric) لأن سلوكها يتوقف على الوسط الذي توجد فيه . فإن وجدت مع حمض قوي تصرفت كقاعدة ، وإن وجدت مع قاعدة قوية تصرفت كحمض . وفي الواقع فإن أمثال هذه المواد تقع في منتصف الطريق بين الحموضة والقاعدية . تلاحظ هذه الصفة بصورة واضحة في بعض الهيدروكسيدات مثل $\text{Zn}(\text{OH})_2$ ، $\text{Al}(\text{OH})_3$ ، $\text{Sn}(\text{OH})_2$ ، $\text{Sb}(\text{OH})_3$ ، $\text{Pb}(\text{OH})_2$ ، $\text{Cr}(\text{OH})_3$.

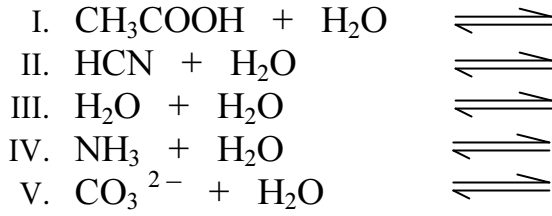
تمرين (٤-١)

- (١) اكتب القاعدة المرافقة لكل من :
 HNO_2 ، H_2O ، H_3O^+ ، H_2SO_4
- (٢) اكتب الحمض المرافق لكل من :
 HCO_3^- ، Cl^- ، NH_3 ، HSO_4^-
- (٣) أي المواد الآتية تعتبر حموضاً وفقاً لمفهوم لويس :
 Cu ، Cu^{2+} ، NH_3 ، BF_3



يوجد حمضان وقاعدتان مرافقتان لهما ، وضّح ذلك .

٥) أكمل كتابة معادلات التفاعلات الآتية مع الماء :



(٥) الفصل الخامس

التحليل الكيميائي الكيفي

Qualitative Chemical Analysis

(١-٥) مقدمة عن التحليل الكيميائي :

- ما نسبة السكر في الدم أو البول ؟
- هل يتفق حمض الكبريت (VI) الذي استوردته إحدى الشركات مع المواصفات المنفق عليها في العقد أم أنه جرى تخفيفه عمداً بالماء ؟
- ما تركيب الصخور التي أتى بها رواد الفضاء من على سطح القمر ؟
- كم يوجد من مركبات الزئبق في أحد كريمات التجميل الذي تستخدمه الفتيات ؟
- ما محتوى الهواء الذي تستنشقه من غاز SO_2 السام المنطلق من أحد المصانع ؟

يتبين من هذه التساؤلات وغيرها أهمية الكيمياء التحليلية واتساع مجالها . وقد انعكست هذه الأهمية في وضع طرق تحليل حديثة ظهرت بعد نهاية الحرب العالمية الثانية في القرن الماضي . وبفضل هذه الطرق يمكن الآن تحليل عينات صغيرة جداً من المواد . ورغم أن أغلب التحاليل الحديثة تجرى ألياً وبوساطة الأجهزة ، إلا أن طرق التحليل الكلاسيكية لا تزال تحتل مكاناً مرموقاً في الكيمياء . ويقصد بطرق التحليل الكلاسيكية تلك الطرق التي لا تحتاج إلى أجهزة خاصة ومعقدة للقيام بالتحليل . وتعتمد هذه الطرق ، بصورة رئيسة ، على الميزان في طرق التحليل الوزني ، وعلى السحاحة في طرق التحليل الحجمي ، وعلى ظهور لون مميز أو اختفائه أو تكون راسب أو ذوبانه في طرق التحليل الكيفي . وكثير من هذه الطرق لا يزال معتمداً وموثوقاً به في المختبرات الصناعية والتطبيقية بسبب سهولة الإجراء ورخص التكاليف والدقة الجيدة في النتائج . أما في المجال الأكاديمي فلا تزال هذه الطرق تعلم لطلاب الكيمياء ؛ لأنها تكسب الطالب معرفة أساسية في الكيمياء كما تنمي فيه طريقة التفكير العلمي الموضوعي . وبدون هذه المهارات المكتسبة والتفكير العلمي لا يمكن للكيميائي أن ينتقل إلى مرحلة أكثر تقدماً في التحليل بوجه خاص وفي كل مجالات الكيمياء الأخرى بوجه عام .

(٥-٢) أقسام التحليل الكيميائي :

ينقسم التحليل الكيميائي إلى قسمين أساسيين هما :

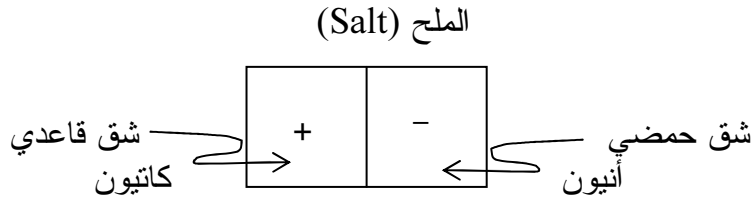
أولاً : التحليل الكيفي أو الوصفي (النوعي) (Qualitative Analysis) :
وهو التحليل الذي يعنى ويهتم بالتعرف على مكونات المادة الكيميائية دون التعرض لتعيين كميتها . والتعرف على مكونات المادة يفتح الطريق إلى وصفها .
وقد أطلق الكيميائيون المسلمون على عملية التحليل الكيفي اسم التحليل الوصفي أو النوعي .

ثانياً التحليل الكمي (Quantitative Analysis) :

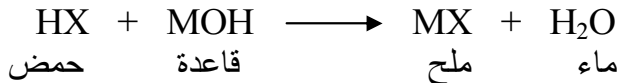
ويطلق على عملية تعيين (تقدير) كمية المادة الكيميائية بطريقة دقيقة .
وعادة ما تكون عملية التحليل الكمي لاحقة لعملية التحليل الكيفي ، إذ لا يمكن إجراء تقدير كمي لمادة مجهولة نوعاً .

(٥-٣) التحليل الكيفي للأملاح غير العضوية :

يطلق اسم ملح (Salt) على المركب الناتج من اتحاد شق حمضي (أيون سالب anion) وشق قاعدي (أيون موجب cation) . وللتبسيط يمكن توضيح تركيب الملح كما يلي :

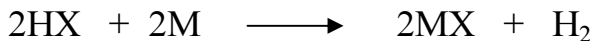


ويمكننا اعتبار الملح ناتجاً من تفاعل مادتين هما الحمض والقاعدة ، طبقاً للمعادلة الآتية :

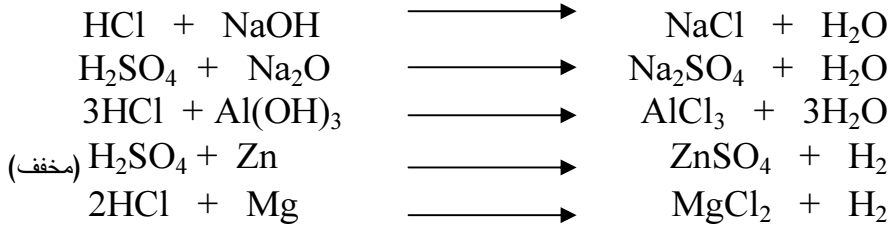


حيث M ترمز إلى الفلز (Metal) .

والقاعدة في هذه الحالة يمكن أن تكون هيدروكسيد الفلز أو أكسيد الفلز .
ويمكن أن ينتج الملح من تفاعلات أخرى ، من أهمها تفاعلات بعض الفلزات مع الحموض .



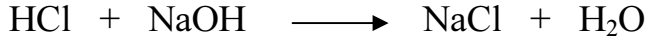
والامثلة على التفاعلات بين الحموض والقواعد أو بين الحموض وبعض الفلزات عديدة كما سبق أن تعرفت على ذلك من قبل .



(٤-٥) تميؤ الأملاح (التحلل المائي) (Hydrolysis of Salts) :

الملح الناتج من تفاعل حمض مع قاعدة يعكس صفة المادتين اللتين كونتاها (الحمض والقاعدة) ، وذلك عند تميؤه (تحلله في الماء) ، ليعطي محلولاً . ويمكن تصنيف الأملاح تبعاً لطبيعة الحمض والقاعدة، المتكون منهما، على النحو الآتي :

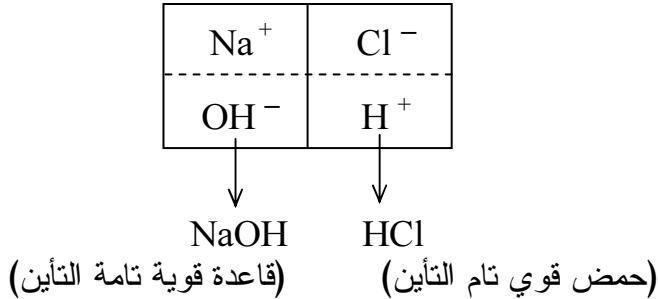
(١) ملح ناتج من تفاعل حمض قوي مع قاعدة قوية مثل :



أجر التجربة الآتية :

- أ/ أذب قليلاً من كلوريد الصوديوم (ملح الطعام) في الماء .
 ب/ أضف إلى جزء من محلول الملح قطرة من دليل (مشعر) الفينولفتالين .
 ماذا تلاحظ ؟
 ج/ أضف إلى جزء آخر من المحلول دليل الميثيل البرتقالي . هل تلاحظ تغيراً في لون المحلول ؟

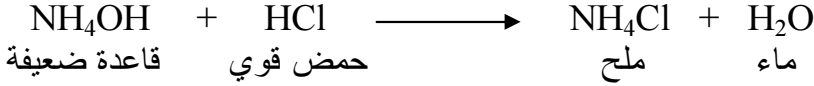
يمكنك أن تستنتج من مشاهدتك في التجربة السابقة أن محلول كلوريد الصوديوم في الماء متعادل - أي لا يتغير لون الدليل - ويمكن تفسير هذه النتيجة على النحو الآتي :



يمكننا الآن أن نعمم :

إنّ الملح الناتج من تفاعل حمض قوي وقاعدة قوية يكون محلوله في الماء متعادلاً .

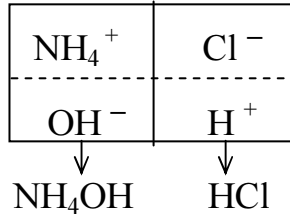
(٢) ملح ناتج من تفاعل حمض قوي مع قاعدة ضعيفة :



أجر التجربة الآتية :

- أ/ أذب قليلاً من ملح كلوريد الأمونيوم (NH_4Cl) في الماء .
ب/ أضف قطرة من دليل الفينولفثالين إلى جزء من محلول الملح في الماء ، هل تلاحظ تغيراً في اللون ؟
ج/ أضف قطرة من دليل الميثيل البرتقالي إلى جزء آخر من المحلول ، هل تلاحظ تغيراً في لون الدليل الأصفر ؟

تنبيه : (١) يتغير لون الفينولفثالين في المحاليل القلوية إلى اللون الأحمر أما في المحاليل الحمضية فهو عديم اللون .
(٢) يحافظ الميثيل البرتقالي في المحاليل القلوية على لونه الأصفر .
يمكنك أن تستنتج من مشاهداتك في هذه التجربة أن محلول كلوريد الأمونيوم في الماء ذو صفة حمضية يغير لون الدليل ، ويمكن تفسير هذه النتيجة على النحو الآتي :

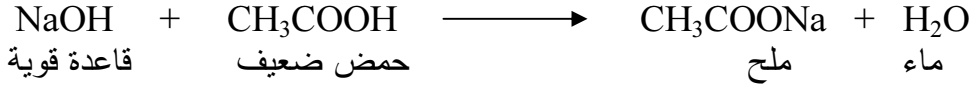


(قاعدة ضعيفة غير تامة التأيّن) (حمض قوي تام التأيّن)

في محلول هذا الملح تزيد البروتونات (H^+) الناتجة من تأيّن (HCl) عن أيونات (OH^-) الناتجة من تفكك القاعدة الضعيفة (NH_4OH) ، وبالتالي يصبح المحلول حمضياً . على ذلك يمكننا الآن أن نعمم :

إنّ الملح الناتج من تفاعل حمض قوي وقاعدة ضعيفة يكون محلوله في الماء حمضياً .

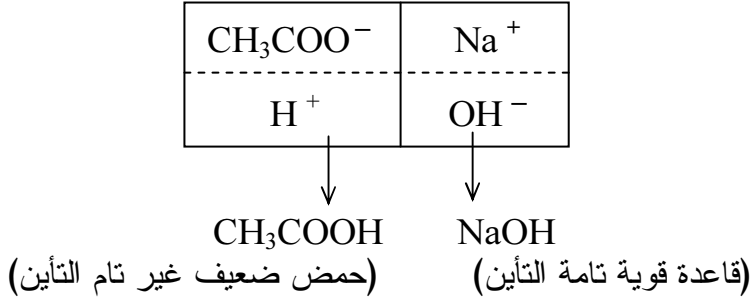
٣) ملح ناتج من تفاعل حمض ضعيف مع قاعدة قوية :



أجر التجربة الآتية :

- أ/ أذب جزءاً من ملح خلات الصوديوم الصلب في الماء .
ب/ أضف قطرة من دليل الفينولفثالين إلى جزء من المحلول ، هل تلاحظ تغيراً في اللون ؟
ج/ أضف قطرة من دليل الميثيل البرتقالي إلى جزء آخر من المحلول ، ألاحظ أن المحلول يكتسب لون الدليل (أصفر) . أليس هذا دليلاً على أنه لم يحدث تغير في لون الدليل ؟

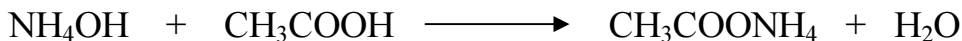
يمكنك أن تستنتج من المشاهدات السابقة أن محلول خلات الصوديوم في الماء ذو صفة قاعدية . يمكن تفسير هذه النتيجة على النحو الآتي :



في محلول هذا الملح تزيد أيونات الهيدروكسيد (OH^-) الناتجة من تآين القاعدة (NaOH) عن البروتونات (H^+) الناتجة من تآين الحمض الضعيف (CH_3COOH) ، وبالتالي يصبح المحلول قاعدياً .
على ذلك يمكننا أن نصل إلى التعميم الآتي :

إنّ الملح الناتج من تفاعل حمض ضعيف وقاعدة قوية يكون محلوله في الماء قاعدياً .

٤) ملح ناتج من تفاعل حمض ضعيف مع قاعدة ضعيفة :



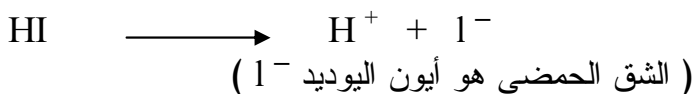
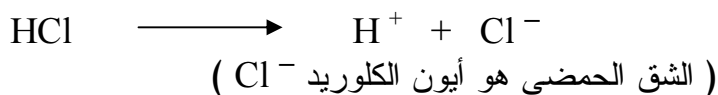
لا يمكن الحكم بسهولة على الصفة القاعدية أو الحمضية لمثل هذه الأملاح، إذ أن مثل هذه الأملاح تكون ذات درجة تأين صغيرة وتحتاج لدراسة تأينها وبالتالي تحديد صفاتها القاعدية أو الحمضية إلى إمكانات معملية غير متاحة في المعامل الدراسية عادة .

(٥-٥) التعرف على الشقوق الحمضية للأملاح غير العضوية :

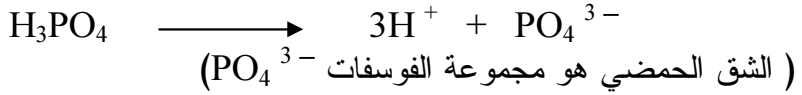
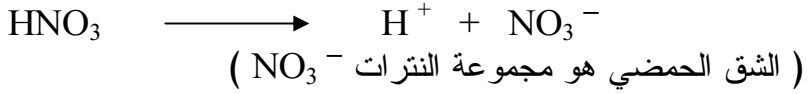
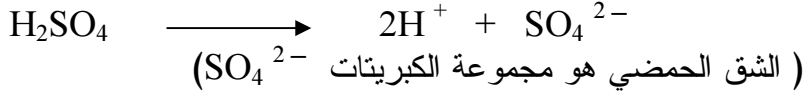
لقد اتضح لك مما سبق في الفقرات السابقة من هذه الوحدة أن معرفة مكونات ملح ما من الناحية الوصفية (التحليل الكيفي) يتطلب معرفة الشق الحمضي والشق القاعدي لذلك الملح . لذلك سنبدأ دراسة التحليل الكيفي للأملاح غير العضوية بالتعرف على الشقوق الحمضية لتلك الأملاح .

(١-٥-٥) الشق الحمضي (Acid Radical) :

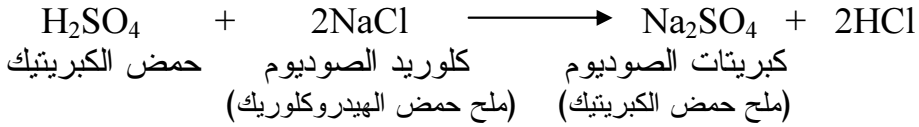
عند تأين الحمض يتفكك إلى أيون الهيدروجين (H^+) وإيون سالب (أنيون anion) . وهذا الأيون السالب يميز أي حمض عن آخر ؛ ذلك لأن الحموض قد تتفق في وجود أيون الهيدروجين الموجب (كاتيون cation) لكنها تختلف في الأيون السالب المعادل في شحنته لشحنة أيون الهيدروجين الموجب لذلك يسمى الأيون السالب الناتج من تأين الحمض بالشق الحمضي (Acid Radical) . والشق الحمضي قد يكون أيوناً أحادي الذرة مثل الشقوق الحمضية لبعض الحموض الهيدروهلوجينية (HCl ، HBr ، HI الخ) حيث تتأين معطية الشقوق الحمضية التي توضحها المعادلات الآتية :



وقد يكون الشق الحمضي مجموعة أيونية عديدة الذرات مثل الشقوق الحمضية للحموض الأوكسجينية ، وعلى سبيل المثال :



يمكن معرفة صيغة الشق الحمضي لأي حمض بنزع أيونات الهيدروجين من صيغة الحمض ووضع شحنات سالبة مساوية لعدد ذرات الهيدروجين المنزوعة على الجزء الباقي من الحمض ، وقد أوضحت الأمثلة السابقة ذلك .
يمكن لحمض أن يطرد الشق الحمضي لحمض آخر من أملاحه ويتضح ذلك من المثال الآتي :



يلاحظ من هذا المثال أن حمض (H_2SO_4) أكثر ثباتاً من حمض (HCl) في أملاحه حيث أمكن لحمض (H_2SO_4) إحلال شقه الحمضي (SO_4^{2-}) محل أيون الكلوريد (Cl^-) في ملح كلوريد الصوديوم (NaCl) ونتج ملح جديد اسمه كبريتات الصوديوم (Na_2SO_4) .

وقد قسمت الشقوق الحمضية إلى ثلاث مجموعات تحليلية تبعاً لدرجة ثبات الحموض المشتقة منها وهي :

- المجموعة الأولى : مجموعة حمض الهيدروكلوريك المخفف .
- المجموعة الثانية : مجموعة حمض الكبريت (VI) المركز .
- المجموعة الثالثة : وتضم شقوقاً حمضية لا تتأثر بالأحماض ، وهي مجموعة تسمى المجموعة العامة .

(٥-٥-٢) أولاً : مجموعة حمض الهيدروكلوريك المخفف :

وقد سميت هذه المجموعة بهذا الاسم ؛ لأن حمض الهيدروكلوريك (HCl) يستطيع طرد الحموض الأقل ثباتاً منه من أملاحها . وهذه الحموض هي :

(١) حمض الكربونيك (H_2CO_3) وله شقان حمضيان هما الكربونات (CO_3^{2-}) أو الكربونات الهيدروجينية (HCO_3^-) .

(٢) حمض الكبريت (IV) (الكبريتوز) (H_2SO_3) وشقه الحمضي الكبريتيت (SO_3^{2-}) .

(٣) حمض الهيدروكبريتيك (H_2S) وشقه الحمضي الكبريتيد (S^{2-}) .

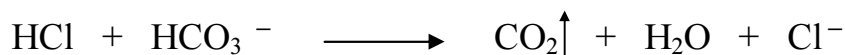
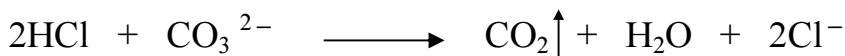
(٤) حمض النتروجين (III) (النتروز) (HNO_2) وشقه الحمضي النتريت (NO_2^-) .

يتم التعرف على شقوق هذه المجموعة أولاً بإجراء التجربة الأولية التي تجري بتفاعل الملح الصلب مع حمض الهيدروكلوريك المخفف . بالتعرف على الغاز المتصاعد في كل حالة يمكن التعرف على الشق الحمضي وبإجراء تجارب تأكيدية باستخدام محلول الملح يتم التأكد من الشق الحمضي .

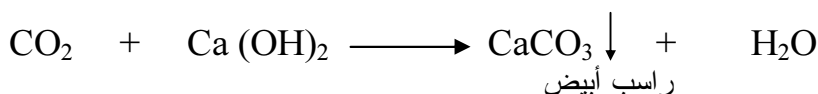
فيما يلي شرح تفصيلي للتجارب الأولية والتأكيدية للتعرف على الشقوق الحمضية لمجموعة حمض الهيدروكلوريك المخفف .

(أ) الكربونات | الكربونات الهيدروجينية : (CO_3^{2-} , HCO_3^-) التجربة الأولية :

يضاف إلى قليل من الملح الصلب (مثل كربونات الصوديوم) حمض الهيدروكلوريك المخفف :



حيث يتصاعد بفوران في الحالتين غاز ثاني أوكسيد الكربون عديم اللون والرائحة ، والذي يمكن الكشف عنه بإمراره في محلول ماء الجير (محلول هيدروكسيد الكالسيوم $Ca(OH)_2$) فيتعكر المحلول نتيجة لتكون مركب كربونات الكالسيوم $CaCO_3$ الذي لا يذوب :



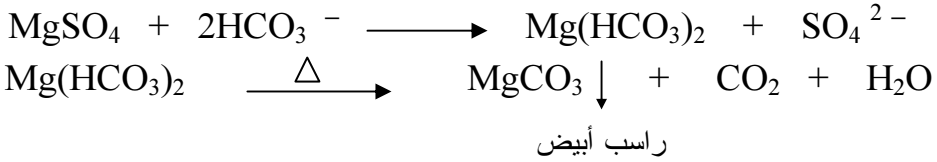
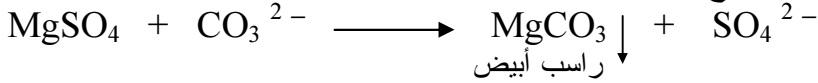
التمييز بين الكربونات والكربونات الهيدروجينية :

لعلك لاحظت أن كلاً من الكربونات والكربونات الهيدروجينية تطلق غاز ثاني أكسيد الكربون عند تفاعلها مع حمض الهيدروكلوريك ، لذا لا بد من إجراء تجارب أخرى (تأكيدية) للتمييز بين الكربونات والكربونات الهيدروجينية ولكن قبل الحديث عن التجارب التأكيدية لا بد من ملاحظة الآتي :

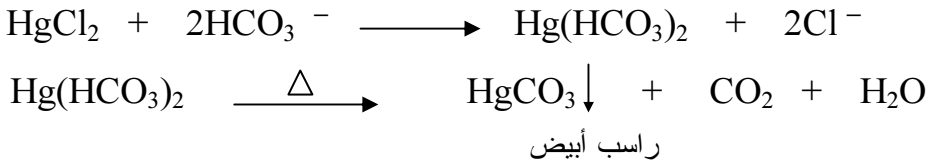
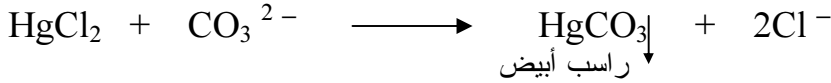
(١) كل الكربونات لا تذوب في الماء فيما عدا كربونات الصوديوم والبوتاسيوم والأمونيوم .

(٢) كل الكربونات الهيدروجينية تذوب في الماء . لإجراء تجارب تأكيدية ، يذاب الملح الصلب في الماء المقطر ، وفي هذه الحالة يسهل التمييز بين الكربونات والكربونات الهيدروجينية . فإذا لم يذوب الملح في الماء فهو أحد الكربونات التي لا تذوب في الماء ، أما إذا ذاب فهو إما كربونات هيدروجينية (إذ أنها تذوب جميعاً في الماء) أو أحد الكربونات التي تذوب (كربونات الصوديوم أو البوتاسيوم أو الأمونيوم) . وفي هذه الحالة الأخيرة وللتمييز بين الكربونات والكربونات الهيدروجينية تجرى التجارب التأكيدية التالية :

(١) يضاف إلى محلول الملح محلول كبريتات المغنيزيوم ، فإذا تكون راسب أبيض في الحال فالمحلول كربونات . أما إذا لم يتكون الراسب الأبيض إلا بعد التسخين فالمحلول كربونات هيدروجينية .



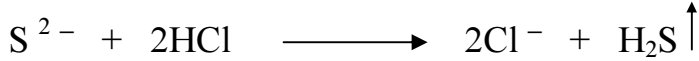
(٢) يضاف إلى محلول الملح محلول كلوريد الزئبق (II) ، فإذا تكون راسب أبيض في الحال فالمحلول كربونات . أما إذا لم يتكون الراسب الأبيض إلا بعد التسخين فالمحلول كربونات هيدروجينية :



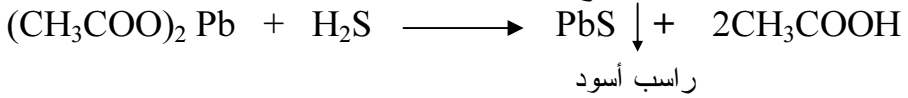
ب | الكبريتيد S^{2-} :
التجربة الأولى :

عند إضافة حمض الهيدروكلوريك المخفف إلى ملح الكبريتيد الصلب يتصاعد غاز كبريتيد الهيدروجين ذو الرائحة الكريهة المميزة (تشبه رائحة البيض الفاسد) والذي يغير لون ورقة ترشيح مبللة بمحلول خلات الرصاص إلى اللون الأسود .

معادلة تفاعل الملح مع حمض HCl :



معادلة تفاعل الغاز H_2S مع خلات الرصاص :



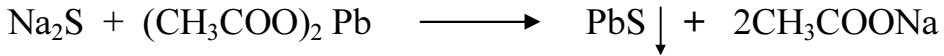
التجارب التأكيدية :

لإجراء التجارب التأكيدية يتم تحضير محلول مائي لملاح الكبريتيد :

(١) محلول الملح مع محلول خلات الرصاص :

يتكون راسب أسود من كبريتيد الرصاص يذوب في حمض النتريك

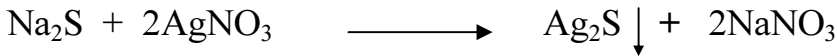
المخفف :



(٢) محلول الملح مع محلول نترات الفضة :

يتكون راسب أسود من كبريتيد الفضة يذوب في حمض النتريك

المخفف :



ج | النتريت (NO^{2-}) :

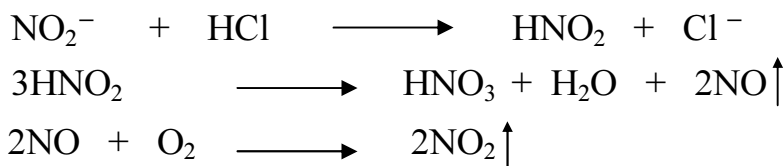
التجربة الأولى :

عند إضافة حمض الهيدروكلوريك المخفف إلى ملح النتريت الصلب يلاحظ

تكون غاز بني عند فوهة أنبوبة الاختبار التي يجرى فيها التفاعل وذلك نتيجة

لتصاعد غاز أكسيد النتريك (NO) الذي يتحول إلى ثاني أكسيد النتروجين

(NO₂) ذي اللون البني عند اتحاد (NO) مع أوكسيجين الهواء الجوي عند فوهة الأنبوبة :

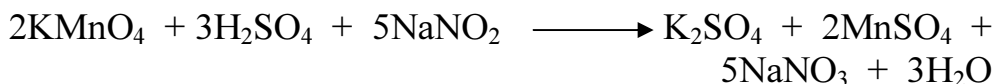


التجربة التأكيدية :

يتم تحضير محلول مائي لملاح النتريت (تذوب جميع النتريتات في الماء عدا نتريت الفضة فإنه شحيح الذوبان) .

(١) محلول الملاح مع محلول بيرمنجنات البوتاسيوم :

عند إضافة محلول ملح النتريت إلى محلول بيرمنجنات البوتاسيوم المحمض بحمض الكبريتيك المخفف يلاحظ اختفاء لون محلول البيرمنجنات البنفسجي وذلك نتيجة لاختزال الأيون (Mn⁷⁺) في البرمنجنات إلى الأيون (Mn²⁺) :



(٣-٥-٥) ثانياً : مجموعة حمض الكبريت (VI) (الكبريتيك) المركز :

الكاشف المستخدم لهذه المجموعة من الشقوق الحمضية هو حمض H₂SO₄ المركز الذي يمكنه طرد الحموض الهالوجينية وكذلك حمض النتروجين (V) (النتريك) من أملاحها والتي تشكل الشقوق الحمضية لأفراد هذه المجموعة . وهذه الحموض هي :

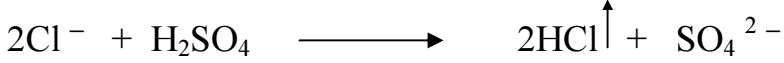
- (أ) حمض الهيدروكلوريك HCl وشقه الحمضي هو الكلوريد Cl⁻ .
- (ب) حمض الهيدروبروميك HBr وشقه الحمضي هو البروميد Br⁻ .
- (ج) حمض الهيدرويوديكي HI وشقه الحمضي هو اليوديد I⁻ .
- (د) حمض النتريك HNO₃ وشقه الحمضي هو النترات NO₃⁻ .

تجرى التجارب الأولية للتعرف على هذه الشقوق باستخدام الملاح الصلب .
أما التجارب التأكيدية فتجرى على المحلول المائي للملاح :

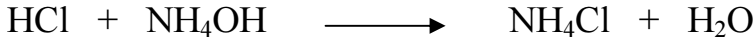
(١) الكلوريد (Cl⁻) :

التجربة الأولى :

عند إضافة حمض H₂SO₄ المركز إلى ملح الكلوريد الصلب يتصاعد غاز كلوريد الهيدروجين الذي يتصاعد في الهواء :

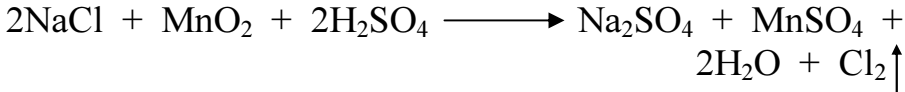


يمكن التعرف على غاز HCl بتكوينه سحب بيضاء عند تعريضه لساق مبللة بمحلول الأمونيا NH₄OH حيث يحدث التفاعل الآتي :



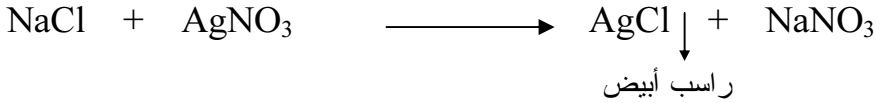
التجارب التأكيدية :

(أ) عند إضافة قليل من حمض (H₂SO₄) المركز إلى قليل من ملح الكلوريد الصلب ومسحوق ثاني أكسيد المنغنيز (MnO₂) يلاحظ تصاعد غاز الكلور الأخضر الذي يزيل لون ورقة عباد الشمس المبللة بالماء :



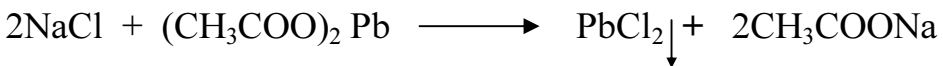
(ب) مع محلول نترات الفضة :

عند إضافة قطرات من محلول نترات الفضة إلى محلول ملح الكلوريد يلاحظ تكون راسب أبيض من كلوريد الفضة الذي يذوب في هيدروكسيد الأمونيوم ولا يذوب في حمض HNO₃ المخفف . يلاحظ أن لون الراسب يتحول إلى لون قاتم عند تعرضه للضوء لفترة .



(ج) مع محلول خلات الرصاص :

عند إضافة محلول خلات الرصاص إلى محلول ملح الكلوريد يتكون راسب أبيض من كلوريد الرصاص يذوب بالتسخين ويعود مرة أخرى بالتبريد :

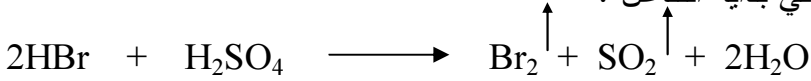


(٢) البروميد (Br⁻) :
التجربة الأولى :

عند إضافة حمض H₂SO₄ المركز إلى ملح البروميد الصلب تتصاعد أبخرة بنية محمرة وهي خليط من HBr و Br₂ و SO₂ .

$$2\text{NaBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{HBr}\uparrow$$

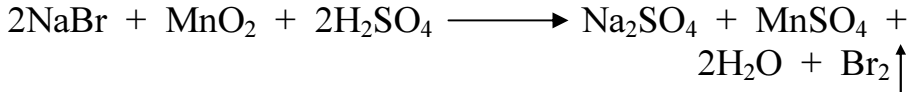
يتكون غاز Br₂ نتيجة لأكسدة حمض H₂SO₄ المركز لجزء من HBr المتكون في بداية التفاعل :



يمكن الكشف عن خليط HBr و Br₂ بتعريض ورقة ترشيح مبللة بمحلول النشا إذ تتحول إلى اللون الأصفر ، كذلك يلاحظ أن محتويات أنبوبة الاختبار قد تلونت بلون بني محمر .

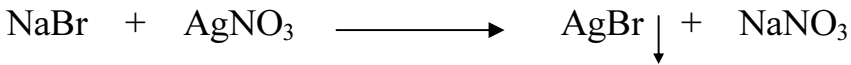
التجارب التأكيدية :

(أ) عند إضافة قليل من حمض H₂SO₄ المركز إلى خليط من ملح البروميد الصلب ومسحوق ثاني أوكسيد المنغنيز في أنبوبة اختبار يلاحظ تصاعد أبخرة البروم ذات اللون الأحمر الداكن الذي يمكن الكشف عنه بمحلول النشا كما سبق في التجربة الأولى :



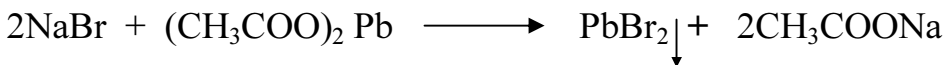
(ب) مع محلول نترات الفضة :

عند إضافة قطرات من محلول نترات الفضة إلى محلول ملح البروميد يلاحظ تكون راسب أبيض مصفر من بروميد الفضة الذي يذوب بقلّة في محلول هيدروكسيد الأمونيوم ولا يذوب في حمض HNO₃ المخفف .



(ج) مع محلول خلات الرصاص :

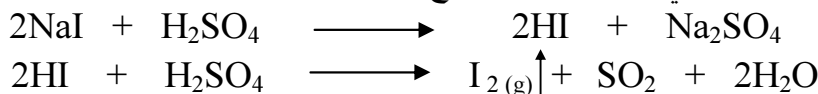
عند إضافة محلول خلات الرصاص إلى محلول ملح البروميد يتكون راسب أبيض من بروميد الرصاص الذي يذوب في الماء الساخن ويترسب بالتبريد .



(٣) اليوديد (I⁻) :

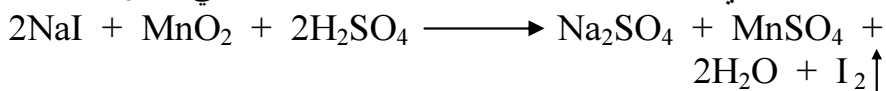
التجربة الكشفية الأولية :

عند إضافة حمض H₂SO₄ المركز إلى ملح اليوديد الصلب تتصاعد أبخرة اليود البنفسجية التي تحول ورقة ترشيح مبللة بالنشأ إلى اللون الأزرق .



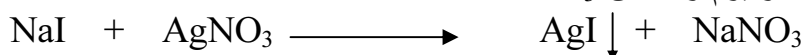
التجارب التأكيدية :

(أ) عند إضافة قليل من حمض H₂SO₄ المركز إلى خليط من ملح اليوديد الصلب ومسحوق ثاني أكسيد المنغنيز في أنبوبة اختبار يلاحظ تصاعد أبخرة اليود البنفسجية والذي يمكن الكشف عنه بمحلول النشأ كما سبق في التجربة الأولية :



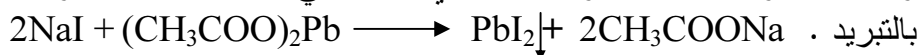
(ب) مع محلول نترات الفضة :

عند إضافة قطرات من محلول نترات الفضة إلى محلول ملح اليوديد يلاحظ تكون راسب أصفر من يوديد الفضة لا يذوب في كل من هيدروكسيد الأمونيوم وحمض HNO₃ المخفف .



(ج) مع محلول خلات الرصاص :

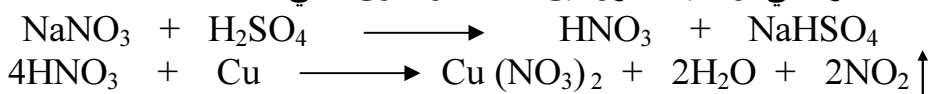
عند إضافة محلول خلات الرصاص إلى محلول ملح اليوديد يتكون راسب أصفر من يوديد الرصاص الذي يذوب في الماء الساخن ويترسب بالتبريد .



(٤) النترات (NO₃⁻) :

التجربة الكشفية الأولية :

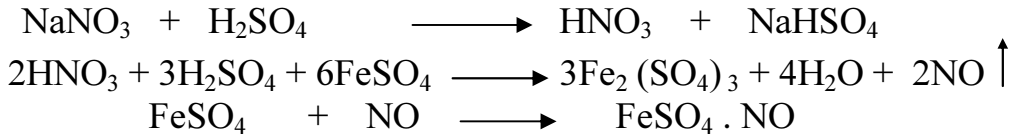
عند تسخين ملح النترات الصلب مع حمض H₂SO₄ المركز في أنبوبة اختبار تتصاعد أبخرة حمض HNO₃ وغازات بنية قاتمة . وتظهر هذه الغازات البنية بوضوح عند إضافة قطعة صغيرة من خرطة النحاس إلى الأنبوبة . في هذه الحالة يتفاعل حمض HNO₃ الناتج مع النحاس معطياً نترات النحاس (II) ويتصاعد غاز ثاني أكسيد النتروجين NO₂ ذو اللون البني .



التجربة الكشفية التأكيدية : (تجربة الحلقة السمراء)

يوضع حوالي ١ سم^٣ من محلول ملح النترات في أنبوبة اختبار ثم يضاف إليه حوالي ٢ إلى ٣ سم^٣ من محلول مركز من كبريتات الحديد (II) (FeSO₄) حديثة التحضير. يضاف إلى هذا الخليط وباحتراس شديد وعلى جدار الأنبوبة حوالي ٢ إلى ٣ سم^٣ من حمض H₂SO₄ المركز بحيث يكون طبقة تحت خليط الملح. يلاحظ ظهور حلقة سمراء عند السطح الفاصل بين محلولي الملح والحمض.

التفاعلات التي تفسر تكوين الحلقة السمراء :



المركب المكون للحلقة السمراء

الجدول رقم (٥-١) يلخص التجارب الكشفية لشقوق مجموعة حمض H₂SO₄ المركز .

جدول (٥-١) : التجارب الكشفية لشقوق مجموعة حمض H₂SO₄ المركز .

التجربة الشق	حمض H ₂ SO ₄ المركز + الملح الصلب	محلول الملح + محلول AgNO ₃	محلول الملح + محلول (CH ₃ COO) ₂ Pb	تجارب خاصة
الكلوريد Cl ⁻	يتصاعد HCl مكوناً سحباً بيضاء مع NH ₄ OH .	راسب أبيض من AgCl يذوب في NH ₄ OH .	راسب أبيض من PbCl ₂ يذوب بالتسخين ويعود بالتبريد	المحلول الصلب + MnO ₂ . H ₂ SO ₄
البروميد Br ⁻	يتصاعد HBr ، Br ₂ ، SO ₂ يحول محلول النشا إلى اللون الأصفر .	راسب أبيض مصفر من AgBr يذوب بقلّة في NH ₄ OH	راسب أبيض من PbBr ₂ يذوب بالتسخين ويعود بالتبريد .	المحلول الصلب + MnO ₂ . H ₂ SO ₄
اليوديد I ⁻	تتصاعد أبخرة I ₂ البنفسجية . تحول النشا إلى اللون الأزرق	راسب أصفر من AgI لا يذوب في NH ₄ OH .	راسب أصفر من PbI ₂ يذوب بالتسخين ويعود بالتبريد	المحلول الصلب + MnO ₂ . H ₂ SO ₄
النترات NO ₃ ⁻	تتصاعد أبخرة بنية عند فوهة أنبوبة التفاعل	-	-	تجربة الحلقة السمراء

(٥-٥-٤) ثالثاً : شقوق المجموعة العامة :

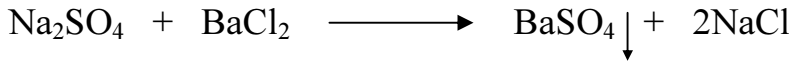
أملاح هذه المجموعة لا تتأثر بحمض الهيدروكلوريك المخفف أو الكبريتيك المركز ، لذا يتم الكشف عنها في محاليلها . تحتوي هذه المجموعة على الشقوق الحمضية الأكثر ثباتاً مثل الكبريتات $(SO_4)^{2-}$ والفوسفات $(PO_4)^{3-}$ والبيورات $(B_4O_7)^{2-}$. ولا يوجد لهذه المجموعة كاشف معين ، ويتم تعرّف كلّ شق بإجراء تجارب خاصة على محلوله المائي . وسوف نتعرض في هذه المجموعة لتجارب الكشف عن شقي الكبريتات والفوسفات فقط .

(١) الكبريتات Sulphate (SO_4^{2-}) :

تذوب معظم أملاح الكبريتات في الماء فيما عدا كبريتات الرصاص والباريوم والاسترانشيوم والكالسيوم والزنّب (I) .

أ/ مع محلول كلوريد الباريوم :

عند إضافة قطرات من محلول كلوريد الباريوم إلى محلول ملح الكبريتات في أنبوبة اختبار يتكون راسب أبيض من كبريتات الباريوم لا يذوب في الحموض المعدنية .



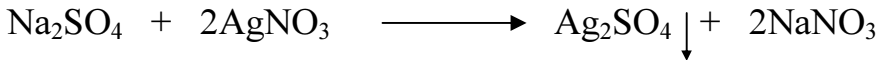
ب/ مع محلول خلات الرصاص :

عند إضافة قليل من محلول خلات الرصاص إلى محلول ملح الكبريتات في أنبوبة اختبار يتكون راسب أبيض من كبريتات الرصاص لا يذوب في الحموض المعدنية .



ج/ مع محلول نترات الفضة :

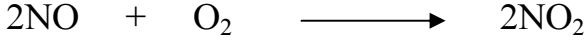
عند إضافة قطرات من محلول نترات الفضة إلى محلول ملح الكبريتات في أنبوبة اختبار يتكون راسب أبيض من كبريتات الفضة .



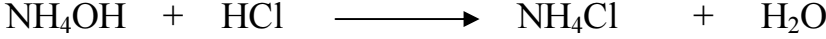
(٢) الفوسفات Phosphates (PO_4^{3-}) :

أغلب أملاح الفوسفات شحيحة الذوبان في الماء فيما عدا فوسفات الأمونيوم وفوسفات فلزات الأفلء مثل (Na ، K) فهي تذوب في الماء .

د / غاز NO بتكوينه سحباً بنية عند فوهة أنبوبة التفاعل لدى ملامسته
أوكسجين الهواء الجوي وفقاً للتفاعل :



هـ / غاز HCl الذي يكون سحباً بيضاء مع محلول NH₄OH :



و / بخار Br₂ / HBr بتحويلها محلول النشا إلى اللون الأصفر .

ز / بخار I₂ / HI بتحويلها محلول النشا إلى اللون الأزرق .

(٢) يجب تجهيز الكشف عن الغاز قبل البدء في التجربة ، لأن تجهيزه بعد البدء فيها يعطي فرصة لهروب الغازات المتصاعدة من التفاعل ، وبالتالي لا تحدث التفاعلات المشار إليها سابقاً .

(٣) في حالة الكشف عن غاز SO₂ يمكن إضافة قطرات من الكاشف (K₂Cr₂O₇ المحمضة) إلى وسط التفاعل فيظهر اللون الأخضر داخل أنبوبة التفاعل ، وذلك لأن الكشف عن الغاز بتعريض الورقة المبللة بالكاشف قد لا تعطي نتائج مرضية .

(٤) يصاحب تصاعد غاز CO₂ دائماً فوران .

(٥) يجب التسخين إذا لزم الأمر ، وذلك لأن التسخين يزيد من سرعة التفاعل بصفة عامة .

ملحوظة : وردت كلمة " أنهيدريد " أعلاه فماذا يعني هذا المصطلح ؟ إذا كان CO₂ هو أنهيدريد حمض H₂CO₃ ، فهل يمكنك كتابة معادلة لتوضيح العلاقة بين الحمض وأنهيدريده ؟

(٥-٥-٦) المخطط العام للكشف عن شق حمضي مجهول :

إذا أعطيت ملحاً مجهولاً وطلب منك تعرف الشق الحمضي لهذا الملح . وبعد أن تعرفت فيما سبق التجارب الكشفية للشقوق الحمضية للألاح غير العضوية يمكنك استخدام المخطط أدناه والذي يلخص لك خطوات الكشف عن الشق الحمضي .

ملحوظة مهمة : لا بد من إتباع الخطوات من (١) إلى (٣) بنفس الترتيب الوارد .

الخطوة الأولى :

- أضف إلى جزء من الملح الصلب المجهول حمض HCl المخفف ولاحظ حدوث التفاعل وتصادد غاز .

أ/ إذا تصاعد غاز يعكر ماء الجير فالغاز هو CO_2 والشق الحمضي للملح يحتمل أن يكون HCO_3^- أو CO_3^{2-} . هنا يجب إجراء التجارب التأكيدية والمميزة الخاصة بهذين الشقين . ويمكن التمييز بينهما من الوهلة الأولى باعتبار أنه إذا لم يذوب الملح في الماء وأعطى التجربة الأولية وهي تصاعد غاز CO_2 مع حمض HCl فالشق هو CO_3^{2-} دون الحاجة لإجراء تجارب تأكيدية .

ب/ غاز يسود ورقة مبللة بمحلول خلات الرصاص ، وله رائحة كريهة فالغاز هو H_2S والشق هو S^{2-} ، وتجرى التجارب التأكيدية اللازمة .

ج/ أبخرة بنية عند فوهة أنبوبة التفاعل فالشق هو NO_2^- وتجرى التجارب الخاصة بذلك .

إذا كانت التجربة في الخطوة الأولى سالبة ، انتقل مباشرة إلى الخطوة الثانية إذ أن الشق الحمضي ليس من المجموعة الأولى .

الخطوة الثانية :

أضف إلى جزء من الملح الصلب المجهول حمض H_2SO_4 المركز ولاحظ ما يلي :

أ/ إذا تصاعدت أبخرة تكون سحباً بيضاء مع محلول NH_4OH فالأبخرة هي HCl والشق هو Cl^- ، وتجرى التجارب التأكيدية الخاصة بذلك .

ب/ إذا تصاعدت أبخرة تحول محلول النشا إلى اللون الأصفر ، ويتلون المحلول بلون برتقالي محمر ، فالأبخرة هي HBr و Br_2 والشق هو Br^- ، وتجرى التجارب التأكيدية الخاصة بذلك .

ج/ إذا تصاعدت أبخرة بنفسجية تحول ورقة النشا إلى اللون الأزرق فالأبخرة هي أبخرة I_2 والشق هو I^- ، وتجرى التجارب التأكيدية الخاصة بذلك .

د/ إذا تصاعدت أبخرة بنية عند فوهة الأنبوبة فالأبخرة هي أبخرة غاز NO_2 الناتج عن تلامس NO مع أكسجين الهواء الجوي ، والشق هو NO_3^- وتجرى التجربة التأكيدية الخاصة بذلك (كشف الحلقة السمراء) .

إذا كانت التجربة في الخطوة الثانية سالبة ، إذن فالشق الحمضي من المجموعة الثالثة .

الخطوة الثالثة :

أضف إلى جزء من محلول الملح محلول $AgNO_3$ ولاحظ ما يأتي :
أ/ إذا ظهر راسب أبيض يذوب في الحموض المعدنية المخففة فالشق هو SO_4^{2-}
وتجرى التجارب التأكيدية الخاصة بذلك .
ب/ إذا ظهر راسب أصفر يذوب في محلول الأمونيا ، فالشق PO_4^{3-} (يعطي
 HPO_4^{2-} راسباً أبيض) .

(٥-٦) تعرف بعض الشقوق القاعدية للأملاح غير العضوية :

فيما عدا شق الأمونيوم $(NH_4)^+$ فإن الشقوق القاعدية تكون أيونات للفلزات المختلفة (كاتيونات Cations) ، وقد قسمت الشقوق القاعدية إلى مجموعات تحليلية مختلفة يسهل التعرف عليها .

(٥-٦-١) أساس تقسيم الشقوق القاعدية إلى مجموعات :

قسمت الشقوق القاعدية إلى مجموعات وفقاً للهيئة التي تترسب عليها كأملاح ، فمثلاً أيونات الرصاص Pb^{2+} ، الزئبق Hg^{2+} والفضة Ag^+ ، على اختلاف مواقعها في الجدول الدوري ، تترسب على هيئة كلوريدات في الوسط الحمضي ، فهي بالتالي تمثل مجموعة تحليلية ويستخدم حمض HCl المخفف كمرسب لهذه الأيونات .

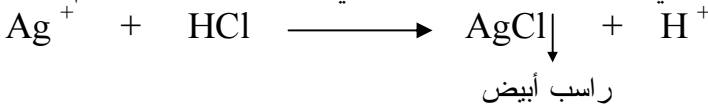
لن نتعرض في هذه المرحلة من دراستنا للكشف عن الشقوق القاعدية لجميع تلك الشقوق ، إلا أننا سنتعرف طرق الكشف عن أربعة من تلك الشقوق القاعدية من أربع مجموعات مختلفة ، وهي أيونات الفضة Ag^+ ، النحاس Cu^{2+} ، الالومنيوم Al^{3+} والكالسيوم Ca^{2+} . وسوف نتعرف على المزيد من الشقوق القاعدية للأملاح في دراستك القادمة إنشاء الله تعالى .

(١) الكشف عن أيون الفضة Ag^+ :

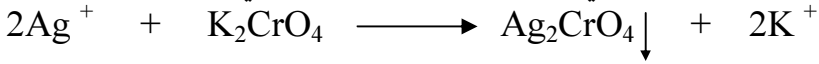
يمكن استخدام محلول نترات الفضة .

أ/ تجربة الكشف الأولي :

عند إضافة حمض HCl المخفف إلى محلول ملح الفضة يتكون راسب أبيض من كلوريد الفضة يتلون باللون البنفسجي عند تعريضه للضوء . لا يذوب هذا الراسب في الأحماض ولكنه يذوب في هيدروكسيد الأمونيوم .

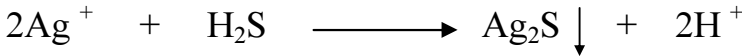


ب/ مع محلول كرومات البوتاسيوم :
يعطي محلول ملح الفضة مع محلول كرومات البوتاسيوم راسباً أحمر من
كرومات الفضة يذوب في حمض النتريك المخفف وفي هيدروكسيد الأمونيوم .



راسب أحمر

ج/ مع كبريتيد الهيدروجين :
يعطي محلول ملح الفضة راسباً أسود من محلول كبريتيد الفضة عند
إمرار غاز كبريتيد الهيدروجين فيه :



راسب أسود

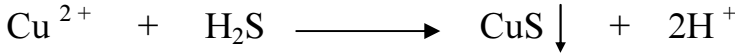
يذوب الراسب الأسود في حمض النتريك المخفف ولا يذوب في
هيدروكسيد الأمونيوم .

(٢) الكشف عن أيون النحاس Cu^{2+} :

يعتبر النحاس من الشقوق القاعدية التي تنتمي إلى مجموعة تترسب على
هيئة كبريتيدات ويتم هذا الترسيب بواسطة غاز كبريتيد الهيدروجين في وجود
حمض الهيدروكلوريك المخفف . يمكن استخدام محلول كبريتات النحاس لإجراء
التجارب الكشفية عن أيون النحاس .

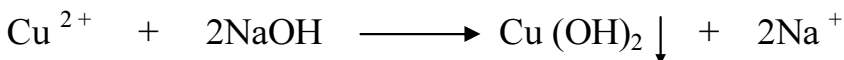
أ/ تجربة الكشف الأولي :

عند إمرار غاز كبريتيد الهيدروجين في محلول ملح النحاس يترسب
راسب أسود من كبريتيد النحاس (في حالة أن يكون الوسط حمضياً أو متعادلاً).
لا يذوب الراسب الأسود في حمض الكبريتيك المخفف لكنه يذوب في حمض
النتريك المخفف الساخن .



راسب أسود

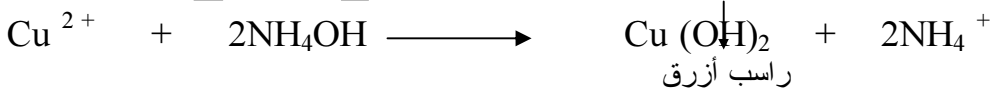
ب/ مع محلول هيدروكسيد الصوديوم :
عند إضافة محلول هيدروكسيد الصوديوم إلى محلول ملح النحاس يتكون
راسب أزرق من هيدروكسيد النحاس (II) .



راسب أزرق

ج/ مع محلول هيدروكسيد الأمونيوم :

عند إضافة قدر ضئيل من هيدروكسيد الأمونيوم إلى محلول ملح النحاس يتكون راسب أزرق من هيدروكسيد النحاس يذوب بإضافة المزيد من الكاشف مكوناً محلولاً أزرقاً داكناً من الأيون المعقد $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$.



ملحوظة : تتميز محاليل أملاح النحاس (II) بأنها ملونة ولكن اللون وحده ليس دليلاً كافياً للتعرف عليها .

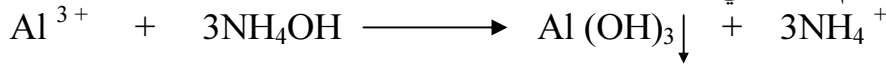
(٣) الكشف عن أيون الألومنيوم Al^{3+} :

يعتبر أيون الألومنيوم Al^{3+} أحد الشقوق القاعدية في مجموعة تترسب على هيئة هيدروكسيدات في وسط قاعدي .

يتكون كاشف هذه المجموعة من NH_4Cl ثم NH_4OH حتى يصبح الوسط قاعدياً . والفكرة من وراء إضافة NH_4Cl ترجع إلى أنه يتحكم في تأين NH_4OH ليكون تركيز أيونات OH^- فقط كافياً لترسيب هيدروكسيدات هذه المجموعة . يمكن استخدام محلول كبريتات الألومنيوم لإجراء التجارب الكشفية عن أيون الألومنيوم .

أ/ تجربة الكشف الأولي :

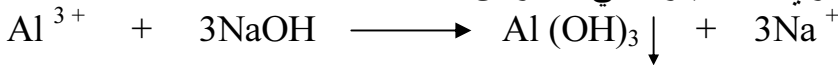
عند إضافة محلول هيدروكسيد الأمونيوم إلى محلول ملح الألومنيوم في وجود فائض من كلوريد الأمونيوم يتكون راسب أبيض جلاتيني من هيدروكسيد الألومنيوم يذوب في الحموض والقلويات .



راسب أبيض جلاتيني

ب/ مع محلول هيدروكسيد الصوديوم :

عند إضافة قطرات من محلول هيدروكسيد الصوديوم إلى محلول ملح الألومنيوم يتكون راسب أبيض من هيدروكسيد الألومنيوم يذوب بإضافة المزيد من القلوي ، كما يذوب في الحموض .



راسب أبيض جلاتيني

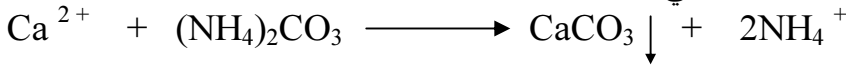
(٤) الكشف عن أيون الكالسيوم Ca^{2+} :

يعتبر أيون الكالسيوم Ca^{2+} أحد الشقوق القاعدية في مجموعة تترسب على هيئة كربونات في الوسط القاعدي .

يتكون كاشف هذه المجموعة من كلوريد الأمونيوم ثم هيدروكسيد الأمونيوم وكربونات الأمونيوم . والفكرة من وراء إضافة كلوريد الأمونيوم كما سبق شرحها ترجع إلى أنه يتحكم في درجة تأين NH_4OH بحيث يكون الوسط قاعدياً فقط إلى الحد الذي تترسب فيه كربونات هذه المجموعة . يمكن استخدام محلول كلوريد الكالسيوم لإجراء التجارب الكشفية عن أيون الكالسيوم .

أ/ تجربة الكشف الأولي :

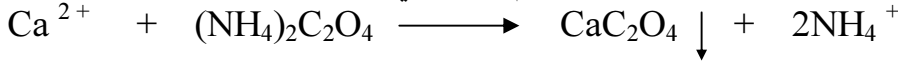
عند إضافة محلول كربونات الأمونيوم إلى محلول ملح الكالسيوم (في وسط قاعدي) يتكون راسب أبيض من كربونات الكالسيوم يذوب في الحموض المعدنية المخففة وفي حمض الخليك .



راسب أبيض

ب/ مع محلول أوكسالات الأمونيوم :

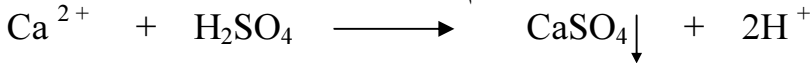
عند إضافة محلول أوكسالات الأمونيوم إلى محلول ملح الكالسيوم يتكون راسب أبيض من أوكسالات الكالسيوم يذوب في الأحماض المعدنية المخففة .



راسب أبيض

ج/ مع حمض الكبريتيك المخفف :

عند إضافة حمض الكبريتيك المخفف إلى محلول ملح الكالسيوم يتكون راسب أبيض من كبريتات الكالسيوم .



راسب أبيض

(٥-٦-٢) كشف اللهب (Flame test) :

تظهر بعض الأيونات ألواناً مميزة عند تعرضها للهب الموقد غير المضئ ، ويعرف هذا بالكشف الجاف لأنه لا يعتمد على استخدام المحاليل .

يستعمل في إجراء هذا الكشف سلك بلاتيني طوله حوالي ٥ سم مثبت في ساق زجاجية . ولإجراء هذا الكشف تتبع الخطوات الآتية :

(١) ينظف سلك البلاتين بغمس طرفه في حمض الهيدروكلوريك المركز ثم يسخن في منطقة الاحتراق التام في اللهب غير المضيء للموقد. (انظر شكل رقم ١).

(٢) تكرر الخطوة (١) حتى يكون اللهب لالون له ، وفي هذه الحالة يصبح السلك نظيفاً ومعداً للاستعمال .

(٣) يغمس طرف السلك البلاتيني وهو بارد في حمض الهيدروكلوريك المركز ، ثم يغمس وهو مبتل بالحمض في الملح الصلب المراد تعرف شقه القاعدي .

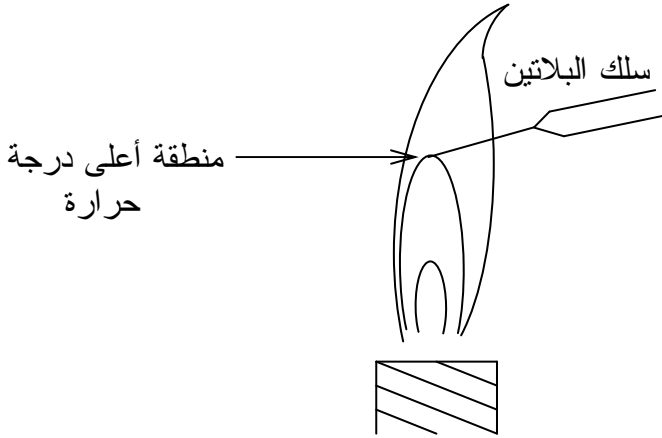
(٤) يوضع السلك وما عليه من الملح في المنطقة عديمة اللون في لهب الموقد ويلاحظ اللون الذي يكتسبه اللهب .

أ/ تكسب أيونات النحاس Cu^{2+} اللهب لوناً أخضراً .

ب/ تكسب أيونات الكالسيوم Ca^{2+} اللهب لوناً أحمرأ طويلاً .

ج/ تكسب أيونات الصوديوم Na^{+} اللهب لوناً أصفراً ذهبياً .

د/ تكسب أيونات البوتاسيوم K^{+} اللهب لوناً بنفسجياً .



الشكل رقم (١-٥)

موقد بنزن وشعلة اللهب المستخدم
في الكشف الجاف

تمرين (٥-١)

(١) أ/ اكتب الصيغة الكيميائية لكل من :
كربونات الصوديوم - كبريتات الباريوم - كربونات الأمونيوم
الهيدروجينية .

ب/ اكتب الاسم الكيميائي لكل من :
(NH_4NO_2) - (Na_2HPO_4) - (AgNO_3)

(٢) علل لما يأتي :
أ/ تعطي الكربونات الهيدروجينية مع التسخين نفس التفاعلات الخاصة
بالكربونات وهي باردة .

ب/ يصنف شق النتريت ضمن الشقوق الحمضية في المجموعة الأولى ، بينما
يصنف شق النترات ضمن شقوق المجموعة الثانية .

(٣) اذكر التجارب التأكيدية التي تميز بها بين :

أ/ CO_3^{2-} و HCO_3^- .

ب/ NO_3^- و NO_2^- .

ج/ Br^- و I^- .

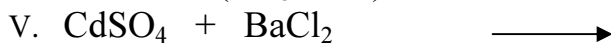
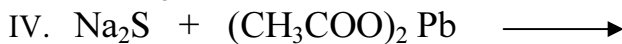
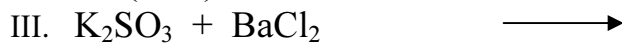
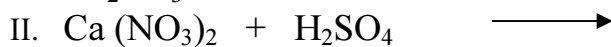
(٤) في كل مجموعة من مجموعات الحموض الآتية وضح الحمض الأقوى :

أ/ H_2CO_3 ، H_2SO_4 ، HCl

ب/ H_2SO_4 ، HNO_3 ، HCl

ج/ H_2SO_4 ، H_2CO_3 ، HBr

(٥) أكمل المعادلات الآتية مع وزنها :



(٦) وضح باختصار الأساس الذي قسمت على أساسه الشقوق القاعدية إلى
مجموعات .

(٧) لماذا يضاف محلول NH_4Cl في الكشف عن أيون Al^{3+} والذي يترسب على هيئة هيدروكسيد؟

(٨) يتفاعل المركب اللاعضوي (D) مع حامض الكبريتيك المخفف ليطلق غازاً يعطي راسباً أبيضاً بتفاعله مع محلول هيدروكسيد الكالسيوم . إضافة محلول كبريتات المغنيزيوم إلى المحلول (D) في الماء ينتج راسباً أبيضاً . يضيفي (D) لوناً أصفرأ ذهبياً على لهب بنزن الأزرق . سمّ (D) واكتب معادلات كيميائية لكل من التحولات الثلاثة التي وصفت أعلاه .

(٩) اكتب الصيغة الكيميائية للمركب الذي يعزى إليه اللون في كشف الحلقة السمرء للنترات ، بالمعادلات الكيميائية فقط وضّح كيف يتكون هذا المركب .

(١٠) سمّ أو اكتب الصيغة الكيميائية لكل من :

أ/ المركب الذي يتكون عندما يضاف محلول كلوريد الباريوم إلى محلول فوسفات الصوديوم .

ب/ مخصب لا عضوي يعطي كشف الحلقة السمرء ويطلق غاز الأمونيا عندما يسخن مع محلول هيدروكسيد الصوديوم .

ج/ شق حمضي يختزل محلول بيرمنجنات البوتاسيوم المحمضة .

(١١) كيف تميز بالمعادلات الكيميائية بين :

أ/ نترات البوتاسيوم ونترت البوتاسيوم .

ب/ كبريتيد الصوديوم وكبريتات الصوديوم .

ج/ بروميد الصوديوم ويوديد الصوديوم .

ط (٦) الفصل السادس التحليل الحجمي Volumetric Analysis

(٦-١) مقدمة :

تناولنا في الوحدة السابقة من هذا الكتاب التحليل الكيميائي الكيفي، وقد درسنا فيه كيفية التعرف على الأملاح غير العضوية بشقيها الحمضي والقاعدي ، ولم نتعرض للنواحي الكمية في التحليل الكيميائي ، وهو ما سنتعرض لأحد أنواعه في هذه الوحدة، وهو التحليل الكمي الحجمي .
والهدف من التحليل الكمي عامة هو معرفة كمية المادة المعروفة نوعاً .
ولهذا النوع من التحليل الكيميائي عدة طرق منها :

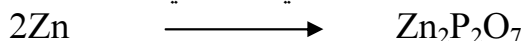
(٦-٢) أولاً : التحليل الوزني :

ويعتبر التحليل الوزني من أبسط وأقدم طرق التحليل الكمي المعروفة . وقد ساهم مساهمة فعالة في وضع أسس علم الكيمياء في نهاية القرن الثامن عشر ، حيث كان الميزان الأداة الرئيسية التي اعتمد عليها في استنتاج قوانين حفظ الكتلة والنسب الثابتة والنسب المضاعفة ، وكذلك في استنتاج الأوزان الذرية للعناصر .
في هذا النوع من التحليل تؤخذ عينة معروفة الوزن وتحل بالماء ثم يرسب أحد مكوناتها على شكل مادة لا تذوب . يفصل هذا الراسب وينقى بقدر الإمكان ثم يجفف ويوزن . ومن معرفة هذا الوزن يمكن تحديد المادة المراد تعيينها كميّاً .
وفيما يلي مثال توضيحي لهذا النوع من التحليل :

وُزنت عينة من سبيكة النحاس الأصفر (تتكون من Cu و Zn) وكان وزنها ٠,٩٣٤٦ جرام . وبعد المعالجة الكيميائية أعطت هذه العينة بتفاعلها مع فوسفات الأمونيوم راسباً من $ZnNH_4PO_4$. بعد عمليات التجفيف والتسخين للراسب أنتج في النهاية المركب $Zn_2P_2O_7$ الذي كان وزنه ٠,٣٥٠٢ جرام .
احسب النسبة المئوية لـ Zn في العينة المفحوصة .

الحل :

يمكن أن يمثل التفاعل الكلي الإجمالي غير المتوازن بالمعادلة :



الكتلة الجزيئية للمادة النهائية الناتجة $Zn_2P_2O_7 = 304,7$

في الجزيء من هذه المادة الناتجة يوجد $2 \times 65,38 = 130,76$ وحدة وزنية من Zn .

في 0,3502 جرام من المادة الناتجة يمكن حساب كتلة Zn على النحو الآتي :

$$\text{كتلة Zn في العينة} = \frac{65,38 \times 2 \times 0,3502}{30,47} = 0,1503 \text{ جرام .}$$

$$\text{النسبة المئوية لـ Zn في العينة} = \frac{100 \times 0,1503}{0,9346} = 16,08 \%$$

تتصف طرق التحليل الوزني عموماً بالدقة . وبالفعل يمكن الوصول إلى درجات عالية من الدقة في بعض عمليات التحليل الوزني . لكن هذه الدقة تتناقص كلما نقص وزن العينة المفحوصة أو الراسب ، بحيث أن التحليل الوزني يصبح طريقة غير عملية في التحاليل بالغة الصغر .

(٦-٣) ثانياً : التحليل باستخدام الأجهزة (التحليل الآلي) :

وهو التحليل الكيميائي الذي يعتمد على استخدام الأجهزة ، ولن نتعرض لهذا النوع من التحليل إذ أن دراسته تتطلب خلفية علمية ليست متاحة في هذا المستوى من دراستنا للكيمياء .

(٦-٤) ثالثاً : التحليل الحجمي :

بالمقارنة مع التحليل الوزني يتطلب التحليل الحجمي عمليات أقل ، ولذلك فإنه يتم بسرعة أكبر . بالإضافة إلى ذلك فإنه يتميز بالبساطة وسهولة الإجراء والدقة العالية في النتائج .

إنَّ المبدأ العام للتحليل الحجمي هو أن يضاف حجم يعيَّن تجريبياً من محلول أول يحوي مادة معروفة التركيز إلى حجم معروف من محلول ثاني يحوي المادة المراد تعيين تركيزها ، بحيث تتفاعلا معاً دون زيادة أو نقصان . وبمعنى آخر فإنه في التحليل الحجمي يتم تنفيذ تفاعل معين وفق العلاقة الكمية المحددة بمعادلة ذلك التفاعل . ويعرف المحلول ذو التركيز المعروف بالمحلول القياسي .

أما عملية إضافة هذا المحلول إلى المحلول الثاني فتعرف بالمعايرة

(Titration) .

من الواضح أنه في التحليل الحجمي يتم التعامل مع المحاليل ، لذا من الضروري في البداية الإلمام ببعض المصطلحات والمفاهيم الأساسية المستخدمة في هذا المجال :

المحلول (Solution) : هو خليط متجانس من مادتين أو أكثر هما المذاب (Solute) والمذيب (Solvent) ، ويشكل المذيب الجزء الأكبر من المحلول .

مذاب + مذيب ← محلول

المذاب : هو المادة ذات الكمية الأقل من مكونات المحلول ويمكن أن تكون مادة صلبة أو سائلة أو غازية .

المذيب : هو المادة ذات الكمية الأكثر من مكونات المحلول ويمكن أن تكون مادة صلبة أو سائلة أو غازية .

وإذا كان المذيب ماءً سمي المحلول الناتج بالمحلول المائي .

(٥-٦) المحاليل :

(١-٥-٦) خواص المحاليل :

ليست جميع المخاليل محاليل . ويعود ذلك في الأساس إلى أن الأجسام الخليطة تختلف عن بعضها بحجم جسيمات أحد مكونات الخليط المبعثرة في المكون الآخر . فإذا خلطنا رملاً مع الماء تبعثرت حبيبات الرمل في الماء ، بحيث ترى هذه الحبيبات بالعين المجردة . ونلاحظ أن حبيبات الرمل تترسب بعد فترة من الزمن . أما إذا أذبنا سكرًا في الماء ، فإن حبيبات السكر تختفي ويتكون محلول متجانس لا نستطيع أن نميزه - لا بالعين المجردة ولا بأقوى المجاهر العادية والمألوفة الاستخدام في المختبرات العادية - عن الماء النقي . وهذا محلول حقيقي وتتبعثر فيه جزيئات السكر فيما بين جزيئات الماء . فصفة التجانس هي التي تميز المحلول الحقيقي عن الخليط .

(٢-٥-٦) أنواع المحاليل :

يشمل تعريفنا للمحلول عدة أشكال محتملة للأزواج مذاب - مذيب . فالمحاليل الغازية تنشأ بإذابة غاز في آخر . أما المحاليل السائلة فإنها تنشأ بإذابة غاز أو سائل أو صلب في سائل . فإذا كان السائل المذيب هو الماء فيسمى المحلول محلولاً مائياً . أما المحلول الصلب فإنه يتشكل من انتشار جسم صلب في جسم صلب آخر .

في الجدول رقم (٦-١) أنواع المحاليل المختلفة مع بعض الأمثلة .
وستقتصر دراستنا في هذه الوحدة على المحاليل المائية .

الجدول (٦-١) : أنواع المحاليل

نوع المحلول	أمثلة
غاز في سائل	المياه الغازية
سائل في سائل	الكحول في الماء
صلب في سائل	السكر في الماء
غاز في غاز	الهواء
سائل في غاز	بخار الماء في الهواء (الرطوبة)
صلب في غاز	ذرات الغبار الدقيقة العالقة في الهواء
غاز في صلب	سبيكة الهيدروجين والبلاتين
سائل في صلب	محلول الزئبق في الزنك (ملمغم)
صلب في صلب	السبائك المعدنية

(٦-٥-٣) التركيز ووحداته :

تعتمد خواص المحاليل على تركيزها . فالمحلول المخفف هو الذي يحوي كمية صغيرة من المذاب بالنسبة إلى المذيب . والمحلول المركز يحوي كمية كبيرة من المذاب . وخواص المحاليل لا تتوقف على الكميات المطلقة للمادة الموجودة ، فمثلاً جرام من السكر يمكن أن يكون مذاباً في ١٠٠ سم^٣ من الماء ، ونفس هذا الجرام من السكر يمكن أن يكون مذاباً في ٢٥٠ سم^٣ أو في ٥٠٠ سم^٣ أو حتى في لتر من الماء (اللتر يساوي ١٠٠٠ سم^٣ أو ديسم^٣ واحد) . وفي كل هذه الحالات يكون الناتج محلول سكر في الماء ، إلا أن درجة " حلوة " المحلول السكري في كل حالة تختلف مما يعني أن الكميات المطلقة لأي من المذاب أو المذيب لا تحدد خواص المحلول . ويطلق على الكمية النسبية لمادة في محلول اسم التركيز . ويمكن التعبير عن المحلول بعدة طرق منها على سبيل المثال لا الحصر :

(١) التركيز المولي الحجمي (المولارية) (Molarity) :

ويساوي عدد مولات المذاب في ديسم^٣ من المحلول .

$$\text{المولارية (م)} = \frac{\text{عدد مولات المذاب}}{\text{حجم المحلول مقدراً بالديسم}^3}$$

فإذا كان عدد مولات المادة المذابة ٠,١ مول / ديسم^٣ نقول إن المحلول

٠,١ مولاري أو ٠,١ م حيث م ترمز لكلمة مولاري .

مثال (٦-١) :

أحسب مولارية محلول لحمض الفوسفور (V) H_3PO_4 يحوي الديسم^٣ منه ٤٩ جراماً من الحمض ، ولمحلول آخر يحوي ٩,٨٠ جرام من الحمض في ٥٠٠ سم^٣ . (كتلة المول من H_3PO_4 يساوي ٩٨ جرام) .

الحل :

$$\text{يحوي المحلول الأول } ٤٩ \text{ جرام} = ٠,٥ \text{ مول من الحمض في اللتر} \\ ٩٨ \text{ جرام}$$

$$\text{فيكون التركيز : } ٠,٥ \text{ مول } H_3PO_4 = \frac{٠,٥ \text{ مول } H_3PO_4}{١,٠ \text{ ديسم}^٣ \text{ محلول}} = ٠,٥٠ \text{ م}$$

ويحوي المحلول الثاني $\frac{٩,٨٠ \text{ جرام}}{٩٨ \text{ جرام}} = ٠,١٠$ مول من الحمض في ٥٠٠ سم^٣ ، أي :

$$٠,٢٠ \text{ م} = \frac{٠,١ \text{ مول } H_3PO_4 \times ١٠٠٠ \text{ سم}^٣}{٥٠٠ \text{ سم}^٣}$$

هذا المحلول يمكن وصفه بعدة طرق :

المحلول ٠,٢٠ م H_3PO_4

تركيز H_3PO_4 هو ٠,٢٠ م .

مولارية المحلول بالنسبة لـ H_3PO_4 هي ٠,٢٠ م ،

تركيز H_3PO_4 يساوي ٠,٢٠ مول / ديسم^٣ ،

يتضح من هذا المثال أنه لحساب التركيز المولي الحجمي (المولارية) لمحلول ما معلوم فيه وزن المادة المذابة وحجم المحلول يمكن تطبيق العلاقة الآتية :

$$(١) \text{ مولارية المحلول} = \frac{\text{كتلة المادة المذابة بالجرام}}{\text{كتلة المول من المذاب بالجرام}} \div \text{حجم المحلول بالديسم}^٣$$

وبما أن : $\frac{\text{كتلة المادة المذابة بالجرام}}{\text{كتلة المول من المذاب بالجرام}} = \text{عدد مولات المادة المذابة}$ ،

فإن العلاقة السابقة تصبح :

$$(٢) \text{ مولارية المحلول} = \frac{\text{عدد مولات المادة المذابة}}{\text{حجم المحلول بالديسم}^٣}$$

مثال (٦-٢) :

أحسب كمية حمض الفوسفور (V) مقدره بالمولات وبالجرامات الموجودة في ٢٥,٥ سم^٣ من محلول تركيزه ٠,١٧٥ م .
الحل :

يتضح من المعادلة رقم (٢) أن :
مولارية المحلول × حجمه بالديسم^٣ = عدد مولات المادة المذابة

$$\text{H}_3\text{PO}_4 \text{ مول } ٠,٠٠٤٤٦ = \frac{٢٥,٥ \times ٠,١٧٥ \text{ سم}^٣}{١٠٠٠ \text{ سم}^٣}$$

كتلة الحمض مقدرأ بالجرامات = عدد مولات الحمض × كتلة المول بالجرامات
 H_3PO_4 جرام ٠,٤٣٧ = $٩٨ \times ٠,٠٠٤٤٦ =$

مثال (٦-٣) :

ما هو التركيز المولاري للمحلول الناتج من إذابة ٢,٠٠ جرام من NaOH في كمية من الماء بحيث يصبح الحجم الناتج للمحلول ديسم^٣ واحداً ؟
الحل :

$$\frac{\text{الكتلة المذابة بالجرام}}{\text{كتلة المول بالجرام}} = \text{عدد مولات NaOH المذابة}$$

$$٠,٠٥ \text{ مول} = \frac{٢,٠٠ \text{ جرام}}{٤٠,٠ \text{ جرام}}$$

$$\frac{\text{عدد مولات المذاب}}{\text{حجم المحلول بالديسم}^٣} = \text{التركيز المولاري}$$

$$٠,٠٥ \text{ م} = \frac{٠,٠٥}{١ \text{ ديسم}^٣}$$

مثال (٦-٤) :

أحسب كتلة هيدروكسيد الصوديوم اللازم لتحضير نصف ديسم^٣ من محلول تركيزه ٠,١ م .
الحل :

يمكن حساب عدد مولات NaOH المذابة في المحلول :

$$\text{عدد المولات} = \text{التركيز المولاري} \times \text{حجم المحلول بالديسم}^٣$$

$$٠,٠٥ \text{ مول} = ٠,١ \times ٠,٥ =$$

$$\text{الكتلة} = \text{عدد المولات} \times \text{كتلة المول بالجرام} .$$

$$٢,٠٠ \text{ جرام} = ٤٠ \times ٠,٠٥ =$$

مثال (٦-٥) :

كم جراماً من كربونات الصوديوم يلزم لتحضير ٣ ديسم^٣ من محلول له تركيز ٠,١٠ م ؟

الحل :

٣ ديسم^٣ من المحلول ذي التركيز ٠,١٠ ، تحتوي على $٣ \times ٠,١$ مول من كربونات الصوديوم .

كتلة كربونات الصوديوم = عدد المولات \times كتلة المول بالجرامات

$$= ٠,٣ \times ١٠٦ = ٣١,٨ \text{ جرام } \text{Na}_2\text{CO}_3$$

(٢) التركيز معبراً عنه بكتلة المذاب بالكيلوجرام (أو الجرام) في الديسم^٣ :

حيث يعبر عن هذا التركيز بكتلة المذاب بالكيلو جرام (أو الجرام) في اللتر من المحلول . وعلى سبيل المثال عند القول إن محلولاً تركيزه ١٠,٠ جرام/ديسم^٣ فإن ذلك يعني أن هناك ١٠,٠ جرام من المادة مذابة في واحد ديسم^٣ من المحلول .

(٣) النسبة المئوية الوزنية :

وهي النسبة المئوية التي يساهم فيها المذاب في كتلة المحلول الكلية ، أي أنها تساوي :

$$١٠٠ \times \frac{\text{كتلة المذاب}}{\text{كتلة المحلول}}$$

مثال (٦-٦) :

يحتوي محلول ملح الطعام على ٥,٠% بالكتلة من ملح الطعام ، و ٩٥% ماء. كم جراماً يلزم من هذا المحلول للحصول على ٨٠ جراماً من ملح الطعام .

الحل :

نفرض أن كتلة المحلول = س جرام ،

$$\frac{٥,٠}{١٠٠} = \frac{٨٠}{س} \quad \text{فيكون :}$$

$$س = \frac{١٠٠ \times ٨٠}{٥,٠} = ١٦٠٠ \text{ جرام من محلول ملح طعام .}$$

(٤) النسبة المئوية الحجمية :

قلما تستعمل هذه النسبة في العمل العلمي ولكن لها أهميتها التجارية .
والمقصود هنا مقارنة حجم المكوّن (المذاب) النقي مع حجم المحلول الناتج .

$$\text{النسبة المئوية الحجمية} = \frac{\text{حجم المذاب}}{\text{حجم المحلول}} \times 100$$

فعندما يقال مثلاً أن محلولاً من الكحول تركيزه ١٢٪ حجماً فهذا يعني أن كل ١٠٠ سم^٣ من هذا المحلول تحتوي على ١٢ سم^٣ من الكحول النقي .

(٦-٥-٤) المحلول القياسي :

عندما يكون لدينا محلول معلوم التركيز (المولارية) فإن هذا المحلول يسمى محلولاً قياسيًّا فالمحلول القياسي إذن هو المحلول الذي يحتوي حجم محدد منه على كتلة معلومة من المادة المذابة .

ولتحضير المحلول القياسي لا بد من إذابة كتلة معينة من المادة المذابة في حجم معين من المحلول . وتستخدم الدوارق الحجمية عادة لتحضير المحاليل القياسية . والدوارق الحجمية ذات أحجام مختلفة، فقد تكون سعتها لترًا أو ٥٠٠ سم^٣ أو ٢٥٠ سم^٣ أو ١٠٠ سم^٣ أو ٥٠ سم^٣ أو أقل من ذلك .

عند استخدام الدورق الحجمي لتحضير محلول قياسي تؤخذ كتلة محددة من المادة المراد تحضير محلول قياسي لها بواسطة ميزان حساس ، وتذاب هذه الكتلة في ماء مقطر داخل الدورق الحجمي ، ولعمل محلول حجمه مساو لسعة الدورق الحجمي يجب ملء الدورق بالمحلول إلى العلامة عند عنق الدورق ليعطي الحجم الصحيح .

مثال (٦-٧) :

أحسب الكتلة المطلوبة من كربونات الصوديوم اللامائية (Na₂CO₃) لتحضير محلول قياسي تركيزه ١ م في دورق حجمي سعته ديسم^٣ .

الحل :

محلول قياسي من (Na₂CO₃) تركيزه ١ م وحجمه ديسم^٣ يعني أن مولاً واحداً من المذاب يحتويها المحلول .

المول الواحد من (Na₂CO₃) لكتلة ١٠٦ جرام .

مثال (٦-٨) :

أحسب التركيز المولاري لمحلول قياسي من (Na_2CO_3) تم تحضيره بإذابة ١٠,٦ جرام من المادة الصلبة في دورق حجمي سعة ٢٥٠ سم^٣.

الحل :

$$١٠,٦ \text{ جرام من } (\text{Na}_2\text{CO}_3) \text{ تمثل } \frac{١٠,٦}{١٠٦} = ٠,١ \text{ مول من } (\text{Na}_2\text{CO}_3)$$

$$\therefore \text{مولارية المحلول الناتج} = \frac{\text{عدد مولات المذاب}}{\text{حجم المحلول بالديسمتر}} =$$

$$= \frac{١٠٠٠ \times ٠,١}{٢٥٠} = ٠,٤ \text{ م .}$$

إذن لحساب الوزن المطلوب من مادة ما ليعطي محلولاً بتركيز مولاري معين لا بد من معرفة كتلة المول من تلك المادة (الكتلة الجزيئية الجرامية) وحجم المحلول الذي سيتم تحضيره . ولكن هل يمكن أن ينطبق هذا على جميع المواد لتحضير محاليل قياسية ؟

هناك مواد معينة هي التي تستخدم لعمل المحاليل القياسية بالطريقة السابقة الذكر وتوصف هذه المواد بأنها مواد قياسية أولية .

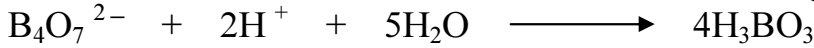
وليس من السهل دوماً تحضير محلول قياسي بتركيز موثوق بدءاً من مادة صلبة أو محلول مركز معين . ويعود ذلك في أغلب الأحيان إلى كون المادة التي نبدأ بها ذات نقاوة غير مؤكدة ، أو أنها تحتوي على كميات مختلفة من الماء أو أنها تمتص الرطوبة أو (CO_2) من الجو عند تناولها . في مثل هذه الأحوال يحضر محلول بتركيز يقارب التركيز المطلوب ثم يعين التركيز الدقيق للمادة المذابة بعملية مقايسة (Standardization) بواسطة مادة قياسية أولية. ومثل هذه المادة المرجعية يجب أن تحقق عدة شروط :

- أ/ أن تكون ذات نقاوة عالية (١٠٠٪) أو قريبة من ذلك .
- ب/ أن يكون تفاعلها مع المادة المراد مقايستها تفاعلاً محدداً يخضع لمعادلة كيميائية معروفة .
- ج/ ألا يتضمن تناولها أي صعوبات ، وأن تكون متوافرة على أوسع نطاق ممكن .
- د/ يفضل أن يكون كتلتها الجزيئية مرتفعاً بحيث لا تؤدي عدم دقة الوزن إلى أخطاء لا يمكن تجاهلها .

يعتبر حمض الهيدروكلوريك أكثر الحموض استعمالاً في معايرات التعادل. ويأتي بعده في الاستعمال (H₂SO₄) و (HClO₄). وعملياً يحضر محلول من (HCl) بتركيز يقرب من المطلوب بدءاً من محلول (HCl) المركز الذي تعرف كثافته وتركيزه الوزني المئوي ، ثم يعين تركيزه بدقة بعملية معايرة (مقايسة) تستخدم فيها مادة (قاعدة) قياسية أولية .

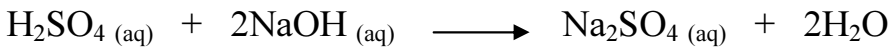
أهم المواد القياسية الأولية المستعملة لمقايسة المحاليل الحمضية السابقة كربونات الصوديوم والبوراكس . وتستعمل لهذا الغرض كربونات الصوديوم اللامائية (Na₂CO₃) شديدة النقاوة والتي توجد في شكل مسحوق . تسخن هذه المادة في فرن حتى الدرجة ٢٨٥°م لمدة نصف ساعة على الأقل ، الأمر الذي يضمن إزالة أي رطوبة فيها، كما يؤدي إلى تحويل أي آثار من (NaHCO₃) إلى (Na₂CO₃). توزن الكمية المطلوبة حالاً بعد التبريد وتذاب في الحجم المطلوب من الماء . يعاير حمض الهيدروكلوريك بواسطة محلول الكربونات .

أما البوراكس الذي يستعمل أيضاً كمادة قياسية أولية فهو نترات الصوديوم الذي يحتوي على عشرة جزيئات من ماء التمييه (التبلر) (Na₂B₄O₇.10H₂O) وهو عبارة عن ملح لحمض ضعيف جداً يتفاعل في المحاليل مع الحموض القوية وفق المعادلة :



(٦-٦) التحليل الحجمي والمعايرة :

تهدف المعايرة إلى إضافة كمية معينة من المحلول القياسي مكافئة كيميائياً لكمية المجهول المراد معايرته وهذا يعني أن النسبة المولية للمحول القياسي المضاف مطابقة للنسبة المولية في معادلة التفاعل الحاصل . ففي معايرة حمض (H₂SO₄) بواسطة محلول (NaOH) :



يجب إضافة مولين من NaOH مقابل كل مول من H₂SO₄ . وإضافة أي كمية لا تتفق مع هذه النسبة ستؤدي حتماً إلى نتائج خاطئة .

تفاعل المعايرة يمكن أن يكون من أحد الأنواع الآتية :

أ/ تفاعل تعادل حمض بقاعدة .

ب/ تفاعل مادة مؤكسدة مع مادة مختزلة (الأكسدة والاختزال) .

ج/ تفاعل ترسيب مادة بأخرى .

وهناك تفاعلات من أنواع أخرى يمكن أن تجرى فيها المعايرة ستتعرفها لاحقاً عند تقدمك في دراسة الكيمياء .

وفي جميع الأحوال ولإجراء المعايرة يجب أن يتوافر الشرطان التاليان في تفاعل المعايرة :

أ/ أن يكون التفاعل بسيطاً ويمكن تمثيله بمعادلة كيميائية موزونة لتحديد النسبة المولية لكل من المتفاعلين .

ب/ يجب أن يستدل على نهاية التفاعل بتغيير مرئي (في لون المحلول أو ظهور راسب أو خلافة) وذلك لتحديد نقطة نهاية التفاعل . وفي معظم معايرات التعادل بين الحموض والقواعد تستخدم المشعرات اللونية أو الأدلة لتحديد نقطة النهاية .

(٦-٧) الأدلة المستخدمة في معايرات التعادل :

الأدلة عبارة عن مواد كيميائية (عضوية غالباً) تتميز بتغير لونها عند تغير الوسط الذي توجد فيه وتستخدم في معايرات التعادل بين الحموض والقواعد للاستدلال على نقطة النهاية للتفاعل .

ويوجد عدد كبير من الأدلة التي يمكن استخدامها في تفاعلات التعادل . ويعتبر الدليل مناسباً إذا كان يحدث له تغيير محدد في لونه في اللحظة التي توجد فيها كميات متكافئة من الحمض والقاعدة ، أي عند نقطة التكافؤ (النهاية) .

الجدول رقم (٦-٢) يوضح بعض الأدلة المستخدمة في معايرات التعادل وألوانها في الوسط الحمضي والقاعدي .

جدول رقم (٦-٢) : بعض الأدلة المستخدمة في معايرات التعادل .

نوع المعايرة التي يستخدم فيها	اللون في الوسط القاعدي	اللون في الوسط الحمضي	الدليل
حمض قوي/قاعدة قوية	أزرق	أحمر	عباد الشمس (Litmus)
حمض قوي/قاعدة ضعيفة	أصفر	أحمر	الميثيل البرتقالي (Methyl orange)
حمض ضعيف/قاعدة قوية	أحمر وردي	عديم اللون	الفينولفثالين

(١-٦) الأدوات المستخدمة في المعايرة :

(١-٨-٦) السحاحة :

عبارة عن أنبوبة زجاجية مدرجة مفتوحة الطرفين إلا أن الطرف الأسفل مسحوب ومجهز بصمام أو مشبك أو صنوبر يمكن بواسطته التحكم في حجم المحلول المسحوب منه . تتفاوت السحاحات في أحجامها ولكن الغالب في المعايريات العادية هو استخدام سحاحة سعتها ٥٠ سم^٣ ، يبدأ تدرجها من أعلى بالصفير وينتهي عند الطرف الأسفل. انظر الشكل رقم (١-٦) ج . تستخدم السحاحة عادة لقياس حجم محلول يتفاعل مع محلول يوضع في دورق المعايرة تم تحديد حجمه مسبقاً . لذا فإن السحاحة تتميز بأنها يمكن في أي لحظة إيقاف سحب المحلول منها بواسطة الصمام الذي يتحكم في فتحها من أسفل .

عند استخدام السحاحة ينبغي مراعاة الآتي :

- ١/ يتم غسلها جيداً بالماء مرتين أو ثلاثاً ، ثم مرتين بالماء المقطر . ويتم غسلها أخيراً مرتين على الأقل بقليل من المحلول الذي سيوضع فيها .
- لماذا يتم غسل السحاحة بالمحلول الذي سيوضع فيها عند إجراء المعايرة ؟
- ٢/ تملأ السحاحة بالمحلول الذي سيوضع فيها باستخدام قمع مناسب إلى حد أعلى من علامة الصفير ، ثم يفتح الصمام من أسفل إلى أن يصبح أدنى سطح للمحلول بداخلها محازياً لعلامة الصفير ، مع ملاحظة طرد أي فقاعات من الهواء بداخلها تظهر أثناء صب المحلول بداخلها خصوصاً في الجزء أسفل الصمام .
- ٣/ تتم إزالة أي نقاط من المحلول خارج السحاحة بعد قفل الصمام خاصة في الجزء الأسفل منها .
- ٤/ بعد الانتهاء من استخدام السحاحة (بعد انتهاء المعايرة) يسحب ما بقي فيها من محلول ثم تغسل جيداً بالماء المقطر وتثبت منكسة على الحامل .

(٢-٨-٦) الماصة : (انظر شكل (١-٦) ب)

أنبوبة زجاجية مفتوحة الطرفين ، أسفلها مسحوب في شكل انبوبة شعرية ضيقة ، في وسطها انتفاخ وبها علامة في الجزء الأعلى تدل على سعتها . وتختلف في سعتها التي تتراوح بين ٥ إلى ٥٠ سم^٣ ، إلا أن السعة ٢٥ سم^٣ يغلب استخدامها في المعايريات العادية . وتكتب سعة الماصة عادة في وسطها المنقح .

- ما ينبغي مراعاته عند استخدام الماصة :
- ١/ يجب غسلها جيداً بالماء ثم بالماء المقطر مرتين على الأقل . ويتم غسلها بقليل من المحلول المراد امتصاصه بواسطتها .
 - لماذا يتم غسل الماصة بالمحلول الذي سينقل بواسطتها ؟
 - ٢/ عند استخدامها لنقل الحجم المحدد من المحلول يوضع الطرف الأسفل من الأنبوبة داخل المحلول (من الأفضل أن يكون في كأس زجاجي) ثم يمتص المحلول بواسطة الفم أو بأداة ماصة مخصصة لهذا الغرض إلى مستوى أعلى بقليل من العلامة الموجودة في الجزء الأعلى من الماصة . لا بد من الحذر هنا خوفاً من أن يتم امتصاص المحلول إلى داخل الفم .
 - ٣/ يتم إغلاق فتحة الجزء الأعلى من الماصة بواسطة الإصبع السبابة ثم تسحب الماصة من المحلول الذي تم الامتصاص منه .
 - ٤/ يتم تخفيف الضغط على الفتحة العليا بحيث يسمح لنقاط من المحلول أن تتساقط من الجزء الأسفل إلى أن يصبح أدنى سطح للمحلول بداخلها محازياً للعلامة المحددة لسعة الماصة .
 - ٥/ يوضع الجزء الأسفل من الماصة داخل دورق المعايرة ويترك المحلول بداخلها لينساب تلقائياً في الدورق وذلك عن طريق رفع الأصبع عن الفتحة العليا . وبعد انسياب المحلول يُلامس طرف الماصة بجدار دورق المعايرة بهدوء . لا ينفخ داخل الماصة للإسراع بانسياب المحلول من داخلها بل يترك المحلول لينساب تلقائياً .
 - ٦/ عند الانتهاء من استخدام الماصة تغسل جيداً بالماء المقطر .

(٦-٨-٣) دورق المعايرة : (انظر شكل (٦-١) د) :

دورق مخروطي الشكل ذو أحجام مختلفة ولكن الغالب استخدامه في المعايرات هو الدورق ذو السعة ٢٥٠ سم^٣ . يوضع في دورق المعايرة المحلول ذو الحجم المحدد والذي تم نقله بواسطة الماصة .

ما ينبغي مراعاته عند استخدام دورق المعايرة :

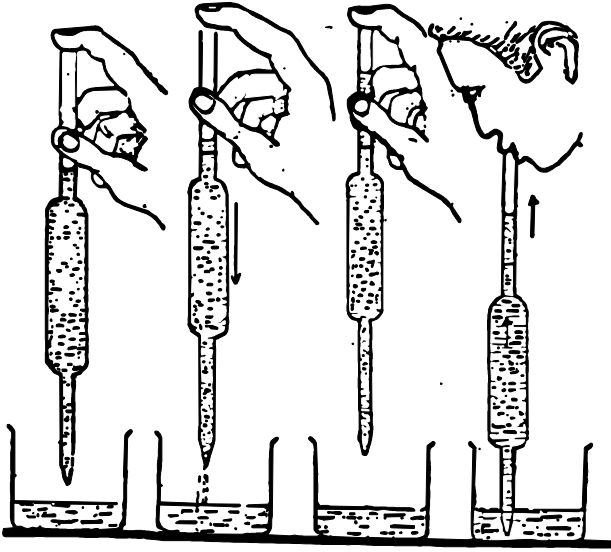
- ١/ يتم غسل الدورق جيداً بالماء والماء المقطر قبل أن ينقل إليه المحلول المراد وضعه فيه .
- لماذا لا يتم غسل دورق المعايرة بقليل من المحلول الذي سيوضع فيه كما ينبغي ذلك في حالتها السحاحة والماصة ؟
- ٢/ بعد الانتهاء من عملية المعايرة يتم التخلص من الخليط الذي بداخله ويغسل جيداً بالماء .

(٦-٨-٤) أسطوانة القياس : (انظر شكل (٦-١) أ)

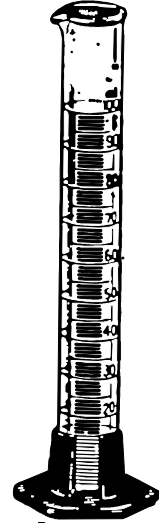
أسطوانة زجاجية مدرجة تستخدم لقياس أحجام المحاليل . الأحجام المأخوذة بواسطة أسطوانة القياس لا تعتبر أحجاماً مقيسة بدقة ، لذلك تستخدم عادة لأخذ أحجام تقريبية .

بعض التوجيهات التي يجب مراعاتها عند إجراء المعايرة :

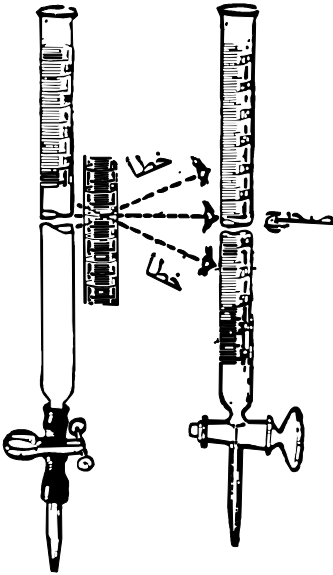
١. عند ملء السحاحة بالمحلول المراد وضعه فيها يجب استخدام قمع مناسب تم غسله جيداً بالماء المقطر . يتم إبعاد القمع بعد ملء السحاحة وقبل أن يتم ضبط سطح المحلول داخل السحاحة مع الصفر .
٢. عند أخذ القراءة من السحاحة يراعى أن يكون مستوى عين الشخص الذي يقرأ محازياً لأسفل سطح المحلول داخل السحاحة .
٣. يجب أن تؤخذ القراءة من السحاحة إلى الكسر العشري الثاني من السم^٣ إلى أقرب ٠,٠٥ .
٤. عند نقل المحلول بواسطة الماصة يجب ألا ينقل مباشرة من الزجاج التي تستخدم لحفظ ذلك المحلول ، ولكن يجب استخدام كأس نظيف ذي سعة مناسبة لنقل المحلول .
٥. عند نقل المحلول بواسطة الماصة إلى دورق المعايرة يجب ألا ينفخ داخل الماصة ولا ترج بشدة للإسراع في انسياب المحلول من الماصة ، بل يترك لينساب تلقائياً . تبقى في العادة نقطة أو نقطتان في الجزء الأسفل من السحاحة بعد تفريغ ما تحويه من محلول في دورق المعايرة . وهاتان النقطتان المتبقيتان لا ينبغي أن نجتهد كثيراً لإنزالهما لأن ما يتبقى من محلول قليل داخل الماصة بعد ملامستها بهدوء للسطح الداخلي لدورق المعايرة غير محسوب في سعة الماصة .
٦. يضاف الدليل إلى المحلول في دورق المعايرة في شكل قطرة واحدة أو قطرتين فقط .
٧. يوضع دورق المعايرة أسفل السحاحة بعد ضبط المحلول في السحاحة عند الصفر بحيث يكون جزء من أسفل السحاحة داخل دورق المعايرة مما يضمن أن جميع المحلول الذي سيتم سحبه من السحاحة سوف ينساب إلى داخل دورق المعايرة .
٨. يضاف المحلول من السحاحة بإتقان مع تحريك دورق المعايرة باستمرار أثناء إضافة المحلول من السحاحة للتأكد من الخلط الجيد للمحلولين المتفاعلين .



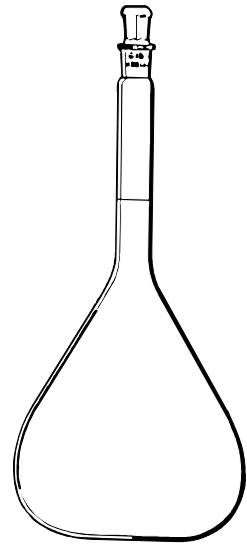
(ب) الماصة وكيفية استخدامها .



(أ) اسطوانة القياس .



(ج) السحاحة وطريقة القراءة الصحيحة .



(د) دورق المعايرة .

شكل (٦-١)

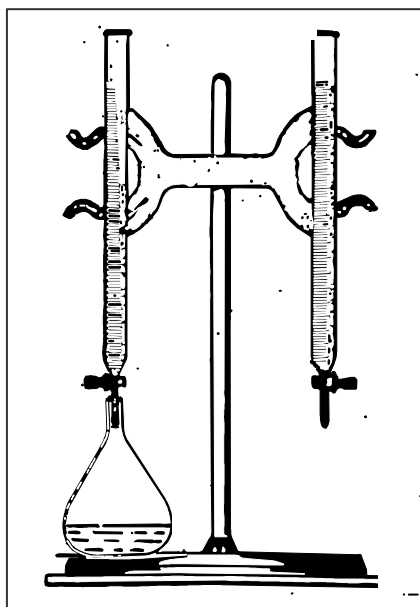
٩. عند الاقتراب من نقطة النهاية يضاف المحلول قطرة قطرة ، مع التوقف بعد إضافة كل قطرة وملاحظة التغير في لون الدليل .
١٠. قبل اعتبار نقطة النهاية يجب غسل جدار دورق المعايرة بقليل من الماء المقطر باستخدام قارورة الغسيل وذلك للتأكد من أن جميع القطرات المضافة من المحلول في السحاحة قد أضيفت فعلاً للمحلول في دورق المعايرة .
١١. عند الوصول إلى نقطة النهاية يتم قفل صمام السحاحة جيداً وتؤخذ القراءة النهائية من السحاحة .
١٢. تجرى المعايرة ثلاث مرات على الأقل وإلى أن يتم الحصول على قراءتين متتاليتين لحجم المحلول المسحوب من السحاحة بحيث لا يزيد الفرق بينهما عن ٠,١ سم^٣ ، ثم يؤخذ متوسط الحجم لهاتين القراءتين .
١٣. يجب أن تسجل نتائج المعايرة فور إجرائها على النحو الآتي :
- المحلول في السحاحة :
- المحلول في دورق المعايرة :
- سعة الماصة :
- الدليل المستخدم :
- التغير في لون الدليل عند نقطة النهاية :

تسجل قراءات السحاحة في جدول على النحو الآتي :

رقم التجربة	القراءة الابتدائية للسحاحة	القراءة النهائية للسحاحة	حجم المحلول المسحوب
١
٢
٣
٤

متوسط حجم المحلول المسحوب من السحاحة =

الشكل رقم (٦-٢) يوضح الجهاز المستخدم في تجربة المعايرة .



شكل (٦-٢) : الجهاز المستخدم في تجربة المعايرة

(٦-٩) العلاقة بين حجمي ومولاريتي المحلولين المتفاعلين

في التحليل الحجمي :

لقد اتضح لك أنه عند إجراء المعايرة يتم قياس حجم أحد المحلولين المتفاعلين (من السحاحة) وإضافته إلى حجم محدد من المحلول الآخر عند نهاية التفاعل ، فإذا كان أحد المحلولين قياسياً (مولاريتته معلومة) فهل يمكن عندئذٍ حساب مولارية المحلول الآخر ؟

لاستنتاج العلاقة بين حجمي ومولاريتي المحلولين المتفاعلين يمكنك النظر إلى نتائج بعض تجارب المعايرة .

التجربة (١) : معايرة محلول هيدروكسيد الصوديوم (في ورق المعايرة) مع محلول حمض الهيدروكلوريك (في السحاحة) .



النسبة المولية بين المحلولين : ١ : ١

تلخص نتائج المعايرات في الجدول رقم (٦-٣) .

الجدول رقم (٦-٣)

رقم المعايرة	محلول هيدروكسيد الصوديوم		محلول حمض الهيدروكلوريك	
	ح ^١ = حجم القاعدة سم ^٣	م ^١ = مولارية القاعدة	ح ^٢ = حجم الحمض سم ^٣	م ^٢ = مولارية الحمض
١	١٠	١	١٠	١
٢	٢٠	٠,٢٥	٤٠	٠,١٢٥
٣	٥٠	٠,٥٠	١٠	٢,٥

يمكننا من البيانات المسجلة في الجدول الذي يلخص نتائج المعايرات حساب عدد مولات كل من القاعدة والحمض المتفاعلين في كل معايرة على النحو الوارد أدناه وفقاً للعلاقة : الحجم باللتر × المولارية = عدد المولات .
وبمعرفة عدد مولات كل من الحمض والقاعدة حسابياً يمكن استنتاج النسبة بينهما في الجدول رقم (٦-٤) .

الجدول رقم (٦-٤)

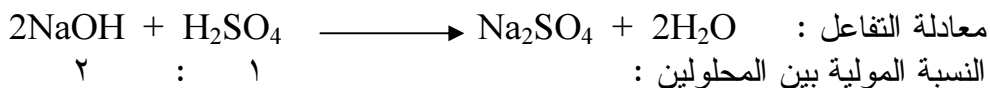
رقم المعايرة	عدد مولات القاعدة ح ^١ × م ^١ = س مول	عدد مولات الحمض ح ^٢ × م ^٢ = ص مول	النسبة بينهما س : ص
١	$٠,٠١ = \frac{١ \times ١٠}{١٠٠٠}$	$٠,٠١ = \frac{١ \times ١٠}{١٠٠٠}$	١ : ١
٢	$٠,٠٠٥ = \frac{٠,٢٥ \times ٢٠}{١٠٠٠}$	$٠,٠٠٥ = \frac{٠,١٢٥ \times ٤٠}{١٠٠٠}$	١ : ١
٣	$٠,٠٢٥ = \frac{٠,٥ \times ٥٠}{١٠٠٠}$	$٠,٠٢٥ = \frac{٢,٥ \times ١٠}{١٠٠٠}$	١ : ١

يمكننا مما سبق أن نستنتج أن :

$$(١) \text{ ح}^١ \times \text{م}^١ \times \text{ص} = \text{ح}^٢ \times \text{م}^٢ \times \text{س}$$

(٢) أن تعادل محلول هيدروكسيد الصوديوم مع محلول حمض الهيدروكلوريك يتم بنسبة ١ : ١ مول لكل منهما ، وهو ما يتفق مع المعادلة الكيميائية للتفاعل .

التجربة (٢) : معايرة محلول هيدروكسيد الصوديوم (في ورق المعايرة) مع محلول حمض الكبريتيك (في السحاحة) .



تلخص نتائج المعايرات في الجدول رقم (٥-٦) :

الجدول رقم (٥-٦)

رقم المعايرة	محلول هيدروكسيد الصوديوم		محلول حمض الكبريتيك	
	ح ^١ م ^١ حجم القاعدة سم ^٣	ح ^٢ م ^٢ حجم الحمض سم ^٣	ح ^١ م ^١ مولارية القاعدة	ح ^٢ م ^٢ مولارية الحمض
١	١٠	٥	١	١
٢	٢٠	١٢,٥	١	٠,٨
٣	٥٠	١٢,٥	٠,٠٥	٠,١

من نتائج المعايرات المسجلة في الجدول رقم (٥-٦) يمكننا استنتاج النسبة بين مولات كل من القاعدة والحمض (س : ص) كما في الجدول رقم (٦-٦) .

الجدول رقم (٦-٦)

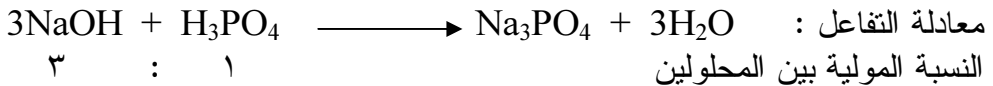
رقم المعايرة	عدد مولات القاعدة ح ^١ م ^١ × ١ = س مول	عدد مولات الحمض ح ^٢ م ^٢ × ٢ = ص مول	النسبة بينهما س : ص
١	$٠,٠١ = \frac{١ \times ١٠}{١٠٠٠}$	$٠,٠٠٥ = \frac{١ \times ٥}{١٠٠٠}$	١ : ٢
٢	$٠,٠٢ = \frac{١ \times ٢٠}{١٠٠٠}$	$٠,٠١ = \frac{٠,٨ \times ١٢,٥}{١٠٠٠}$	١ : ٢
٣	$٠,٠٠٢٥ = \frac{٠,٠٥ \times ٥٠}{١٠٠٠}$	$٠,٠٠١٢٥ = \frac{٠,١ \times ١٢,٥}{١٠٠٠}$	١ : ٢

يمكننا أن نستنتج من هذه التجربة أيضاً أن :

$$ح١ \times م١ \times ص = ح٢ \times م٢ \times س$$

وهذا يعني أن تعادل محلول هيدروكسيد الصوديوم مع محلول حمض الكبريتيك يتم بنسبة ١ : ٢ ، وهو ما يتفق كذلك مع النسبة المولية من معادلة التفاعل بينهما.

التجربة (٣) : معايرة محلول هيدروكسيد الصوديوم (في ورق المعايرة) مع محلول حمض الفوسفوريك (في السحاحة) .



تلخص نتائج المعايير في الجدول رقم (٦-٧) :

الجدول رقم (٦-٧)

رقم المعايرة	محلول حمض الفوسفوريك		محلول هيدروكسيد الصوديوم	
	ح ^ب م ⁼ مولارية الحمض	ح ^ب م ⁼ حجم الحمض سم ^٣	ح ^ا م ⁼ مولارية القاعدة	ح ^ا م ⁼ حجم القاعدة سم ^٣
١	٠,٣٣٣	١٠	١,٠٠	١٠
٢	٠,٣٣٣	١٠	٠,٥٠	٢٠
٣	١,٠٠	١٠٠	٦,٠٠	٥٠

من نتائج المعايير المسجلة في الجدول رقم (٦-٧) يمكننا استنتاج النسبة بين مولات كل من القاعدة والحمض (س : ص) كما في الجدول رقم (٦-٨) .

الجدول رقم (٦-٨)

رقم المعايرة	عدد مولات القاعدة ح ^ا م [×] ١ = س مول	عدد مولات الحمض ح ^ب م [×] ٣ = ص مول	النسبة بينهما س : ص
١	$٠,٠١ = \frac{١ \times ١٠}{١٠٠٠}$	$٠,٠٠٣ = \frac{٠,٣٣٣ \times ١٠}{١٠٠٠}$	١ : ٣
٢	$٠,٠١ = \frac{٠,٥ \times ٢٠}{١٠٠٠}$	$٠,٠٠٣ = \frac{٠,٣٣٣ \times ١٠}{١٠٠٠}$	١ : ٣
٣	$٠,٣ = \frac{٦,٠ \times ٥٠}{١٠٠٠}$	$٠,١ = \frac{١,٠ \times ١٠٠}{١٠٠٠}$	١ : ٣

يمكننا أن نستنتج من هذه التجربة أيضاً أن :

$$ح ا \times م ا \times ص = ح ب \times م ب \times س$$

وهذا يعني أن تعادل محلول هيدروكسيد الصوديوم مع محلول حمض الفوسفوريك يتم بنسبة ١ : ٣ ، وهو ما يتفق مع النسبة المولية من معادلة التفاعل بينهما .

لقد تأكد من نتائج التجارب الثلاث السابقة أن نسبة مولات القاعدة لمولات الحمض عند التعادل في أي من المعايير المشار إليها تطابق النسبة المولية المأخوذة من معادلة التفاعل الموزونة .

كما اتضح أن :

$$\text{حجم القاعدة} \times \text{مولاريتها} \times \text{عدد مولات الحمض} \\ = \text{حجم الحمض} \times \text{مولاريته} \times \text{عدد مولات القاعدة} \\ \text{أو: } \text{ح ا} \times \text{م ا} \times \text{ص} = \text{ح ب} \times \text{م ب} \times \text{ص}$$

وبقسمة طرفي العلاقة على ص ينتج أن :

$$\frac{\text{ح ا} \times \text{م ا}}{\text{ص}} = \frac{\text{ح ب} \times \text{م ب}}{\text{ص}}$$

وهذا يعني أنه عند التعادل فإن :

$$\frac{\text{حجم الحمض} \times \text{مولاريته}}{\text{نسبة مولاته (من المعادلة الموزونة)}} = \frac{\text{حجم القاعدة} \times \text{مولاريتها}}{\text{نسبة مولاتها (من المعادلة الموزونة)}}$$

يمكن الوصول إلى هذه القاعدة حسابياً على النحو الآتي :
عند افتراض حدوث تفاعل بين المادتين (أ) و (ب) ، وعند تمثيل التفاعل بينهما بمعادلة فإن :

$$\text{س مول من (أ) + ص مول من (ب)} \longrightarrow \text{نواتج}$$

أي أن النسبة المولية بينهما (من معادلة التفاعل) هي س : ص .
فإذا كان حجم المحلول المأخوذ من (أ) = ح ا سم³
وكان حجم المحلول المأخوذ من (ب) = ح ب سم³ عند نهاية التفاعل .
وبافتراض أن مولارية المحلول (أ) = م ا
ومولارية المحلول (ب) = م ب

فإن :

$$\text{عدد مولات (أ) المتفاعلة} = \frac{\text{ح ا} \times \text{م ا}}{1000} = \text{س}$$

$$\text{عدد مولات (ب) المتفاعلة} = \frac{\text{ح ب} \times \text{م ب}}{1000} = \text{ص}$$

∴ س مول من (أ) يعادل ص مول من (ب)

فإن ١ مول من (أ) يعادل $\frac{\text{ص}}{\text{س}}$ مول من (ب)

$$\frac{\text{ح ا م} \times \text{ا م}}{1000} \div \frac{\text{ح ب م} \times \text{م ب}}{1000} = \frac{\text{ص}}{\text{س}}$$

$$\frac{1000}{\text{ح ا م} \times \text{ا م}} \times \frac{\text{ح ب م} \times \text{م ب}}{1000} =$$

$$\frac{\text{ح ب م} \times \text{م ب}}{\text{ح ا م} \times \text{ا م}} = \frac{\text{ص}}{\text{س}}$$

$$\text{ح ب م} \times \text{م ب} \times \text{س} = \text{ح ا م} \times \text{ا م} \times \text{ص}$$

بقسمة طرفي المعادلة على س ص

$$\frac{\text{ح ا م} \times \text{ا م}}{\text{س}} = \frac{\text{ح ب م} \times \text{م ب}}{\text{ص}}$$

وهي نفس النتيجة التي تم التوصل إليها تجريبياً .

إذن عند إجراء المعايرة بين محلولين أحدهما قياسي (معلوم المولارية) وبمعرفة حمي المحلولين المتفاعلين عند إجراء المعايرة وبكتابة المعادلة الرمزية الموزونة للتفاعل بينهما يمكن إيجاد مولارية المحلول الآخر .

(٦-١٠) تجارب على المعايرات :

معايرات التعادل :

إيجاد مولارية حمض الهيدروكلوريك باستخدام محلول قياسي من كربونات الصوديوم .

الأساس النظري :

تتفاعل كربونات الصوديوم مع حمض الهيدروكلوريك المخفف طبقاً للمعادلة الآتية :



المواد اللازمة :

- (١) محلول كربونات الصوديوم القياسي مولارته تساوي ٠,٢٥ م .
- (٢) محلول حمض الهيدروكلوريك مجهول التركيز .
- (٣) محلول الميثيل البرتقالي (دليل) .

طريقة العمل :

- (١) تتقل بالماصة ٢٥ سم^٣ من محلول كربونات الصوديوم إلى دورق المعايرة ثم تضاف قطرة أو قطرتين من دليل الميثيل البرتقالي (مع تجنب استخدام زيادة من الدليل ، حيث أن ذلك يعقد الحكم على نقطة التعادل بدقة) .
- (٢) يضاف الحمض من السحاحة تدريجياً ، مع التحريك المستمر لدورق المعايرة وقرب نقطة التعادل يضاف الحمض قطرة قطرة ويتم غسل الجدران الداخلية لدورق المعايرة بالماء المقطر بوساطة زجاجة الغسيل . يستدل على اقتراب نقطة التعادل من ملاحظة أن اللون الأحمر الذي يتكون حول قطرات الحمض المتساقطة من السحاحة لا يختفي بسرعة عند تحريك المحلول في دورق المعايرة ، مثل ما كان يحدث في بدء عملية المعايرة . تستمر إضافة الحمض حتى يتغير لون المحلول في دورق المعايرة من اللون الأصفر إلى الأحمر الباهت وعندها تؤخذ قراءة السحاحة .
- (٣) تكرر التجربة مرتين أو ثلاثاً ، وتدون النتائج في جدول ثم يؤخذ متوسط القراءات مع استبعاد القراءة التي تختلف كثيراً عن البقية .

فيما يلي نموذج لكيفية تدوين النتائج :

- المحلول في السحاحة : محلول حمض الهيدروكلوريك .
المحلول في دورق المعايرة : محلول كربونات الصوديوم .
سعة الماصة : ٢٥ سم^٣
الدليل لمستخدم : الميثيل البرتقالي .
القراءة من السحاحة (بالسـم^٣) :

رقم المعايرة	القراءة عند البداية	القراءة عند النهاية	حجم الحمض المأخوذ
١	٠,٠٠	٢٥,٥٠	٢٥,٥٠
٢	١٠,٠٠	٣٥,١٠	٢٥,١٠
٣	٥,٠٠	٣٠,٠٥	٢٥,٠٥

طريقة الحساب :

$$\text{متوسط الحجم المأخوذ من الحمض} = \frac{٢٥,٠٥ + ٢٥,١٠}{٢} = ٢٥,٠٧٥ \text{ سم}^٣$$

من معادلة التفاعل : س = ١ ، ص = ٢

$$\frac{\text{ح ب} \times \text{م ب}}{\text{ص}} = \frac{\text{ح ا} \times \text{م ا}}{\text{س}}$$

$$\frac{\text{م ب} \times 0,075}{2} = \frac{0,025 \times 25}{1}$$

$$\text{م ب} = \frac{2 \times 0,025 \times 25}{25,075} = 0,05 \text{ م تقريباً}$$

فإن : إذا أردنا حساب تركيز محلول حمض (HCl) معبراً عنه بالجرام / ديسم³

$$\text{التركيز بالجرام / ديسم}^3 = \text{المولارية} \times \text{الوزن الجزيئي}$$

$$1,825 \text{ جرام / ديسم}^3 = 36,5 \times 0,05 =$$

(ملحوظة : جدول الأرقام والأوزان الذرية في نهاية هذا الفصل) .

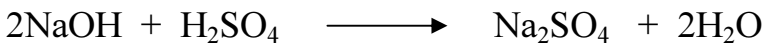
(٦-١١) أمثلة محلولة على معايرات التعادل :

مثال (٦-٨) :

أحسب التركيز بالمول / لتر لمحلول هيدروكسيد الصوديوم إذا كانت ٢٥ سم³ من هذا المحلول تعادل ٢٤,٩٠ سم³ من محلول حمض H₂SO₄ ذي التركيز ٠,٠٢٥ مول / ديسم³ .

الحل :

معادلة التفاعل :



$$\frac{\text{ح ب} \times \text{م ب}}{\text{ص}} = \frac{\text{ح ا} \times \text{م ا}}{\text{س}} \quad : \text{باستخدام العلاقة}$$

$$\frac{\text{للمحض}}{0,025 \times 24,90}{1} = \frac{\text{للقاعدة}}{1 \text{ م} \times 25}{2}$$

$$1 \text{ م} = \frac{0,025 \times 24,90 \times 2}{25} = 0,05 \text{ م تقريباً}$$

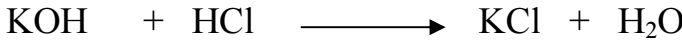
مثال (٦-٩) :

تعادلت ٢٥ سم^٣ من محلول هيدروكسيد البوتاسيوم مع ٢٢,٠٥ سم^٣ من محلول حمض الهيدروكلوريك ٠,١٣ م . أحسب تركيز محلول هيدروكسيد البوتاسيوم معبراً عنه بالآتي :

- أ/ التركيز بوحدات مول / ديسم^٣ .
- ب/ التركيز بوحدات جرام / ديسم^٣ .

الحل :

معادلة التفاعل :



$$\frac{\text{ح ب} \times \text{م ب}}{\text{ص}} = \frac{\text{ح ا} \times \text{م ا}}{\text{س}} \quad \text{باستخدام العلاقة :}$$

$$\frac{\text{للمحض}}{\text{للقاعدة}} = \frac{\text{ح ا} \times \text{م ا}}{\text{ح ب} \times \text{م ب}}$$
$$\frac{0,13 \times 22,05}{1} = \frac{1 \times 25}{1}$$

$$0,115 \text{ م تقريباً} = \frac{1 \times 0,13 \times 22,05}{25} = 1 \text{ م}$$

$$\text{التركيز بالجرام / ديسم}^3 = \text{المولارية} \times \text{الوزن الجزيئي}$$
$$0,115 \text{ م} = 56 \times 0,115 = 6,44 \text{ جرام / ديسم}^3$$

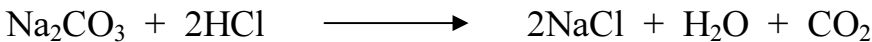
مثال (٦-١٠) :

حساب درجة النقاء في مادة تجارية :

لتعيين نسبة Na_2CO_3 النقية في مادة كربونات الصوديوم (الصودا) التجارية أخذت عينة من هذه المادة تزن ٠,٢٦٤٨ جرام فوجد أنه يلزم لمعادلتها تماماً ٢٤,٤٥ سم^٣ من محلول HCl ٠,١٩٧ م . أحسب النسبة المئوية لكربونات الصوديوم النقية في العينة التجارية .

الحل :

معادلة التفاعل :



عدد مولات HCl اللازمة للتعاقد مع كربونات الصوديوم

$$0,0048 \text{ مول} = \frac{24,45 \times 0,197}{1000} = \frac{\text{ح} \times \text{م}}{1000} =$$

يتضح من معادلة التفاعل الموزونة أن :

٢ مول من HCl تعادل ١ مول من Na_2CO_3

٠,٠٠٤٨ مول من HCl تعادل ١ مول من Na_2CO_3

$$\text{س} = \frac{١ \times ٠,٠٠٤٨}{٢} = ٠,٠٠٢٤ \text{ مول}$$

ولكن عدد المولات = $\frac{\text{الكتلة بالجرام}}{\text{كتلة المول بالجرام}}$

كتلة المول بالجرام لكاربونات الصوديوم = ١٠٦ (راجع جدول الكتل الذرية)
كتلة كاربونات الصوديوم النقية بالجرامات = $٠,٠٠٢٤ \times ١٠٦ = ٠,٢٥٤٤$ جرام

∴ % لكتلة كاربونات الصوديوم النقية في العينة التجارية :

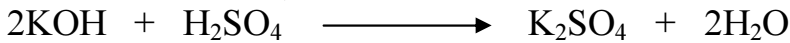
$$= \frac{\text{كتلة كاربونات الصوديوم النقية}}{\text{كتلة العينة التجارية}} \times ١٠٠ = \frac{٠,٢٥٤٤}{٠,٢٦٤٨} \times ١٠٠ = ٩٦,٠٧\%$$

مثال (٦-١١) :

أضيفت ٢٥ سم^٣ من محلول هيدروكسيد البوتاسيوم ذي التركيز ٠,١٠ م إلى ١٠ سم^٣ من محلول حمض H_2SO_4 ذي التركيز ٠,٥٠ م . تمت معادلة الخليط الناتج من المحلولين بإضافة محلول كاربونات الصوديوم ذي التركيز ٠,١٠ م . احسب حجم محلول كاربونات الصوديوم اللازم لتتمام التفاعل .

الحل :

معادلة التفاعل بين محلول هيدروكسيد البوتاسيوم وحمض :



$$\text{عدد مولات KOH في ٢٥ سم}^٣ \text{ من محلوله} = \frac{٠,١ \times ٢٥}{١٠٠٠} = ٠,٠٠٢٥ \text{ مول}$$

$$\text{عدد مولات } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ في ١٠ سم}^٣ \text{ من محلوله} = \frac{٠,٥٠ \times ١٠}{١٠٠٠} = ٠,٠٠٥ \text{ مول}$$

من معادلة التفاعل أعلاه :

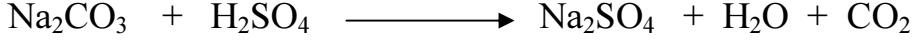
٢ مول من KOH تعادل ١ مول من H_2SO_4

٠,٠٠٢٥ مول من KOH تعادل ١ مول من H_2SO_4

عدد مولات H_2SO_4 المتفاعلة مع KOH = $\frac{1 \times 0,0025}{2} = 0,00125$ مول

عدد مولات H_2SO_4 المتبقية في الخليط = $0,00125 - 0,0005 = 0,00375$ مول

معادلة التفاعل بين H_2SO_4 و Na_2CO_3 :



مول واحد من حمض H_2SO_4 يتفاعل مع مول واحد من Na_2CO_3

$0,00375$ مول من حمض H_2SO_4 يحتاج إلى $0,00375$ مول من Na_2CO_3 .

$$\text{عدد المولات} = \frac{\text{المولارية} \times \text{الحجم}}{1000}$$

$$= \frac{0,10 \times \text{ح}}{1000} = 0,00375$$

$$\frac{1000 \times 0,00375}{0,10} = \text{حجم محلول كربونات الصوديوم اللازم للتفاعل}$$

$$= 37,5 \text{ سم}^3$$

هل يمكنك محاولة الحل بطريقة اخرى ؟

(مثال (٦-١٢) :

عينة من الرخام كتلتها $0,72$ جرام أذيبت في 25 سم³ من محلول حمض

HCl $1,0$ م. بعد انتهاء التفاعل خفف المحلول الناتج بالماء إلى 100 سم³ .

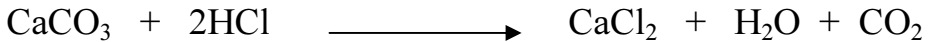
عويرت 25 سم³ من المحلول المخفف مع $15,75$ سم³ من محلول NaOH $0,2$.

أحسب النسبة المئوية لكربونات الكالسيوم في عينة الرخام .

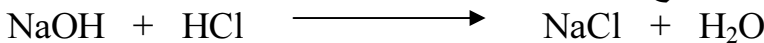
الحل :

تتفاعل كربونات الكالسيوم الموجودة في الرخام مع حمض HCl وفقاً

للمعادلة الآتية :



ويتفاعل NaOH مع HCl وفقاً للمعادلة :



يمكن معرفة تركيز حمض HCl بعد تفاعله مع الرخام وبعد تخفيفه بمعلومية محلول NaOH بالتطبيق في العلاقة :

$$\frac{\text{ح م} \times \text{ب م}}{\text{ص}} = \frac{\text{ح م} \times \text{ا م}}{\text{س}}$$

$$\frac{\text{ب م} \times 25}{1} = \frac{0.2 \times 15.75}{1}$$

$$\text{ب م} = \frac{0.2 \times 15.75}{25} = 0.126 \text{ م}$$

$$\frac{100 \times 0.126}{1000} = \text{عدد مولات الحمض المتبقية بعد التفاعل مع الرخام}$$

$$= 0.0126 \text{ مول}$$

عدد مولات الحمض الموجودة قبل التفاعل مع الرخام = $\frac{1.0 \times 25}{1000} = 0.025$ مول

عدد مولات الحمض التي تفاعلت مع الرخام = $0.025 - 0.0126 = 0.0124$ مول

عدد مولات CaCO_3 المتفاعلة مع الحمض = $\frac{0.0124}{2} = 0.0062$ مول

كتلة CaCO_3 المتفاعلة مع الحمض = $100 \times 0.0062 = 0.62$ جرام .

% كتلة CaCO_3 في عينة الرخام = $100 \times \frac{0.62}{0.72} = 86.1\%$

مثال (٦-١٣) :

لتحضير لتر من محلول HCl ٠,٥ م أخذت ٠,٢٥ سم^٣ من حمض HCl مركز كثافته ١,١٨ جرام/سم^٣ ويحوي ٣٨% وزناً من الحمض النقي ، وأذيبت في الماء بحيث أصبح الحجم النهائي لتراً واحداً . لمقايضة هذا الحمض تم تحضير محلول من كربونات الصوديوم النقية يحوي ٢١,٢٠ جراماً من هذه المادة في اللتر . عوبرت ٢٠,٠ سم^٣ من محلول الكربونات مع محلول الحمض، وكررت المعايرة ثلاث مرات ووجد أن متوسط الحجم المستعمل من الحمض هو ١٤,٨٥ سم^٣ .

المطلوب :

أ/ ما هو تركيز محلول الكربونات المستعمل في هذه المعايرة بالمول/لتر ؟

ب/ ما هو تركيز حمض HCl الذي تمت معايرته بمحلول الكربونات ؟

ج/ ما هو تركيز حمض HCl الذي تم تخفيفه بافتراض أن مواصفاته من حيث الكثافة والتركيز بالنسبة المئوية الوزنية صحيحة ؟

د/ كم سم^٣ من حمض HCl المخفف ينبغي أن تؤخذ بحيث يعطي المحلول المطلوب فعلاً أي بتركيز ٠,٥ م .

الحل :

$$\frac{\text{الكتلة المأخوذة بالجرام}}{\text{الكتلة الجزيئية} \times \text{ديسم}^3} = \text{أ/ تركيز محلول الكربونات}$$

$$0,2 \text{ م} = \frac{21,20}{10,6} =$$

$$\text{ب/ تطبق العلاقة :} \quad \frac{\text{ح ب} \times \text{م ب}}{\text{ص}} = \frac{\text{ح ا} \times \text{م ا}}{\text{س}}$$

معادلة التفاعل : $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} \longrightarrow 2\text{NaCl} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

$$\frac{\text{م ب} \times 14,85}{2} = \frac{0,2 \times 20}{1}$$

$$\text{م ب} = \frac{2 \times 0,2 \times 20}{14,85} = 0,539$$

ج/ لحساب تركيز الحمض الذي تم تخفيفه من واقع المواصفات المعطاة للحمض :

$$\text{كتلة ديسم}^3 \text{ من الحمض المركز} = \text{الكثافة} \times 1000 \text{ سم}^3$$

$$= 1,18 \times 1000 = 1180 \text{ جرام}$$

$$\text{ويحوي من الحمض النقي} 1180 \times \frac{38}{100} = 448,4 \text{ جرام}$$

$$\frac{\text{كتلة الحمض النقي بالجرام}}{\text{الكتلة الجزيئية} \times \text{ديسم}^3} = \text{التركيز بالمول/ديسم}^3 \text{ للحمض المركز}$$

$$= \frac{448,4}{1 \times 36,5} = 12,28 \text{ مول/ديسم}^3$$

عند تخفيف محلول مركز بإضافة الماء فإن :

$$\text{عدد مولات المذاب قبل التخفيف} = \text{عدد مولات المذاب بعد التخفيف}$$

$$\text{عدد مولات المذاب} = \text{م} \times \text{ح}$$

بما أن 45 سم³ من الحمض المركز خففت بالماء إلى ديسم³ فإن :

$$12,28 \times 45 = 1000 \times \text{م}$$

$$\text{التركيز بالمول/ديسم}^3 \text{ للمحلول المخفف} = \frac{12,28 \times 45}{1000} = 0,503 \text{ مول/ديسم}^3$$

نستنتج من اختلاف النتيجتين في (ب) و (ج) أن مواصفات المحلول المركز ليست دقيقة تماماً وأنه يحوي من الحمض النقي أقل قليلاً مما يجب . يُظهر هذا الاختلاف أهمية إجراء المقايسة للمحاليل التي يتم تحضيرها من

محاليل مركزة أو من مادة صلبة إذا كانت المادة ليست من المواد التي تنطبق عليها مواصفات المادة القياسية الأولية .

د / مرة ثانية نطبق العلاقة :

عدد مولات المذاب قبل التخفيف = عدد مولات المذاب بعد التخفيف

$$١ م \times ١ ح = ٢ م \times ٢ ح$$

وبافتراض أننا نريد محلولاً مخففاً بتركيز ٠,٥ وحجمه ديسم^٣ من محلول آخر تركيزه ٠,٥٣٨ م .

$$١٠٠٠ \times ٠,٥ = ١ ح \times ٠,٥٣٨$$

$$\text{الحجم المطلوب من الحمض} = \frac{١٠٠٠ \times ٠,٥}{٠,٥٣٨} = ٩٢٩,٤ \text{ سم}^٣$$

يجب إذن أن نأخذ ٩٢٩,٤ سم^٣ من محلول الحمض المخفف وأن نكمل حجمها إلى ديسم^٣ بالماء المقطر حتى نحصل على ديسم^٣ من محلول تركيزه ٠,٥ م .

مثال (٦-١٤) :

لدى إضافة محلول من BaCl₂ إلى ٥٠ سم^٣ من محلول H₂SO₄ نتج راسب وزنه ٠,٣٠٠ جرام . أحسب تركيز الحمض بالمول / ديسم^٣ .
الحل :



الراسب الناتج هو كبريتات الباريوم .

لمعرفة عدد مولات الراسب يلزم معرفة الوزن الجزيئي له .

$$\text{الكتلة الجزيئية لـ BaSO}_4 = ١٣٧,٣ + ٣٢ + ٦٤ = ٢٣٣,٣$$

$$\text{عدد مولات الراسب} = \frac{٠,٣٠٠}{٢٣٣,٣} = ٠,٠٠١٣ \text{ مول}$$

عدد مولات الحمض المتفاعلة = عدد مولات الراسب

$$\frac{م \times ح}{١٠٠٠} = \text{عدد مولات الحمض}$$

$$\frac{م \times ٥٠}{١٠٠٠} = ٠,٠٠١٣$$

$$م = \frac{١٠٠٠ \times ٠,٠٠١٣}{٥٠} = ٠,٠٢٦ \text{ م}$$

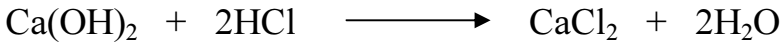
مثال (٦-١٥) :

مزجت ٥٠ سم^٣ من محلول حمض HCl ٠,٢ م مع ٥٠ سم^٣ من محلول
Ca(OH)₂ ٠,٢ م

أ/ أياكون المحلول الناتج قاعدياً أم حمضياً ؟
ب/ أحسب تركيز المحلول الناتج بالمول / ديسم^٣ .

الحل :

عند مزج HCl مع Ca(OH)₂ فإنهما يتفاعلان وفقاً للمعادلة :



النسبة المولية : 1 Ca(OH)₂ : 2 HCl

$$\text{عدد مولات HCl} = \frac{0,2 \times 50}{1000} = 0,01 \text{ مول}$$

$$\text{عدد مولات Ca(OH)}_2 = \frac{0,2 \times 50}{1000} = 0,01 \text{ مول}$$

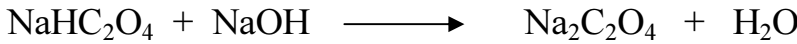
٠,٠١ مول من HCl تحتاج إلى ٠,٠٠٥ مول Ca(OH)₂ . إذن سيبقى
Ca(OH)₂ فائضاً عند استهلاك HCl . وبالتالي سيكون المحلول قاعدياً .
لحساب مولارية المحلول القاعدي :

عدد مولات القاعدة المتبقية = ٠,٠١٠ - ٠,٠٠٥ = ٠,٠٠٥ مول .

التركيز بالمول / ديسم^٣ للمحلول القاعدي الناتج = $\frac{0,005}{1000} \times 1000 = 0,5$ م

مثال (٦-١٦) :

أذيتت ٣,٧٠٠ جرام من ملح حمضي صيغته NaHC₂O₄ . xH₂O في
الماء وأكمل المحلول إلى ٢٥٠ سم^٣ . تطلبت ٢٥ سم^٣ من هذا المحلول ٢٥ سم^٣
من محلول هيدروكسيد الصوديوم ذي التركيز ٠,١٠٠ م لتتعاقد تماماً .
أ/ اكتب معادلة التفاعل الذي يحدث .



ب/ كم مولاً من هيدروكسيد الصوديوم تفاعلت ؟

$$\text{عدد مولات هيدروكسيد الصوديوم} = \frac{0,100 \times 25}{1000} = 0,0025 \text{ مول}$$

ج/ كم مولاً من الملح الحمضي توجد في ٢٥ سم^٣ من المحلول ؟

$$\text{عدد مولات الملح الحمضي} = \text{عدد مولات الهيدروكسيد} = 0,0025 \text{ مول}$$

د/ كم مولاً من الملح الحمضي توجد في ٢٥٠ سم^٣ من المحلول ؟

$$\frac{250 \times 0,0025}{25} = 250 \text{ سم}^3 =$$

$$= 0,025 \text{ مول}$$

هـ/ أحسب القيمة العددية لـ (X) في صيغة جزيء الملح .

$$\frac{3,700}{0,025} = \text{عدد مولات الملح في المحلول} = \text{الكتلة الجزيئية للملح المائي}$$

$$3,700 = 0,025 \times \text{الكتلة الجزيئية}$$

$$148 = \frac{3,700}{0,025} = \text{الكتلة الجزيئية للملح المائي}$$

$$112 = 64 + 24 + 1 + 23 = \text{الكتلة الجزيئية للملح اللامائي}$$

$$36 = 112 - 148 = \text{كتلة الماء في الملح المائي}$$

$$\text{عدد جزيئات الماء في جزيء الملح (X)} = \frac{36}{18} = 2 \text{ جزيء}$$

تمرين (٦-١)

(١) ما الفرق بين تفاعلات التعادل وتفاعلات الأكسدة - اختزال ؟ اذكر أمثلة توضح بها الفرق .

(٢) بيّن أي الأدلة تختار للكشف عن نقطة التعادل في المعايرات الآتية :

أ/ حمض HCl مع NH₄OH

ب/ حمض HCl مع NaOH

ج/ حمض CH₃COOH مع NaOH

د/ حمض HCl مع Na₂CO₃

(٣) ما حجم محلول حمض H₂SO₄ المركز الذي تبلغ كثافته ١,٨٢ جرام / سم^٣ وتركيزه ٩٨٪ وزناً ، لتحضير المحاليل الآتية :

أ/ ٢٠٠ سم^٣ من محلول ٠,١٠٠ م .

ب/ ٥٠٠ سم^٣ من محلول ٠,٥٠٠ م .

ج/ ٢٥٠ سم^٣ من محلول ٠,٢٥٠ م .

(٤) أحسب التركيز بالمول / ديسم^٣ لكل مما يأتي :

أ/ ٢٥٠ سم^٣ من محلول Ca(OH)₂ تحتوي على ٣,٧٠٥ جرام من القاعدة .

- ب/ ٣٠٠ سم^٣ من محلول Na₂CO₃ تحتوي على ٥,٣٠ جرام من الملح .
 ج/ ٢٠٠ سم^٣ من محلول H₂SO₄ تحتوي على ٤,٩ جرام من الحمض .
 (٥) كم سم^٣ من الماء يجب إضافتها إلى ٥٠٠ سم^٣ من محلول HCl ٠,٢٥ م ليصير تركيزه ٠,٢ م .
 (٦) أذيب ٠,٥ مول من HCl في الماء وأكمل المحلول إلى ديسم^٣ واحد ؛ ٣٠,٠ سم^٣ من هذا المحلول عادت تماماً ٢٥,٠ سم^٣ من محلول كربونات الصوديوم .

أ/ اكتب معادلة كيميائية للتفاعل .

ب/ احسب تركيز محلول كربونات الصوديوم بالمول / ديسم^٣ .

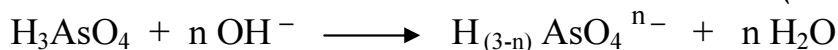
ج/ أحسب كتلة كربونات الصوديوم في اللتر من محلوله .

- (٧) أ/ اذكر أهم صفتين من صفات حمض الأوكساليك المائي (H₂C₂O₄.2H₂O) تجعلان منه مادة قياسية أولية .

ب/ أحسب الكتلة المطلوبة من حمض الأوكساليك المائي لتحضير ٢٥٠ سم^٣ من محلول هذا الحمض تركيزه ٠,١ م .

- (٨) ما التركيز (بالمول / ديسم^٣) للمحلول الذي ينتج عن إضافة ٥٠ سم^٣ من الماء إلى ١٥٠ سم^٣ من حمض H₂SO₄ ذي التركيز ٠,٢٤ م .

- (٩) المعادلة التالية تصف تفاعل أيون الهيدروكسيد مع حمض (H₃AsO₄) (الأرسنيك) :



فإذا أضيفت ٢٥ سم^٣ من هيدروكسيد الصوديوم ذي التركيز ٠,١٥ م إلى ٢٥ سم^٣ من حمض الأرسنيك ذي التركيز ٠,٠٥ م . ما قيمة (n) في هذه الحالة ؟

- (١٠) عند إذابة ٢,٥ جراماً من خليط يحتوي على كربونات الصوديوم وكلوريد الصوديوم في الماء وُجد أن المحلول يتعادل تماماً بإضافة ٢٠ سم^٣ من حمض HCl ذي التركيز ١ م . أحسب النسبة المئوية لكربونات الصوديوم في الخليط .

- (١١) عينة من الرخام تزن ٠,٥٧٦٠ جرام أذيبت في ٢٠ سم^٣ من محلول حمض HCl ذي التركيز ١,٠ مول/ديسم^٣ وخفف المحلول الناتج إلى ٨٠ سم^٣ بالماء. عوبرت ٢٠ سم^٣ من المحلول الأخير مع ١٢,٦٠ سم^٣ من محلول هيدروكسيد الصوديوم ذي التركيز ٠,٢ مول /ديسم^٣ . أحسب النسب المئوية لكربونات الكالسيوم في عينة الرخام .

جدول الأوزان والأرقام الذرية :

Element	Symbol	Atomic Number	Atomic Weight	Element	Symbol	Atomic Number	Atomic Weight
Actinium	Ac	89	227	Mendelevium	Md	101	[256]
Aluminium	Al	13	26.98	Mercury	Hg	80	200.61
Americium	Am	95	[243]*	Molybdenum	Mo	42	95.95
Antimony	Sb	51	121.76	Neodymium	Nd	60	144.27
Argon	Ar	18	39.944	Neon	Ne	10	20.183
Arsenic	As	33	74.91	Neptunium	Np	93	[237]
Astatine	At	85	[210]	Nickel	Ni	28	58.71
Barium	Ba	56	137.36	Niobium	Nb	41	92.91
Berkelium	Bk	97	[249]	(Columbium)			
Beryllium	Be	4	9.013	Nitrogen	N	7	14.008
Bismuth	Bi	83	209.00	Osmium	Os	76	190.2
Boron	B	5	10.82	Oxygen	O	8	16
Bromine	Br	35	79.916	Palladium	Pd	46	106.4
Caesium	Cs	55	132.91	Phosphorus	P	15	30.975
Calcium	Ca	20	40.08	Platinum	Pt	78	195.09
Californium	Cf	98	[251]	Plutonium	Pu	94	[242]
Carbon	C	6	12.011	Polonium	Po	84	210
Cerium	Ce	58	140.13	Potassium	K	19	39.100
Cesium	Cs	55	132.91	Praseodymium	Pr	59	140.92
Chlorine	Cl	17	35.457	Promethium	Pm	61	[145]
Chromium	Cr	24	52.01	Protactinium	Pa	91	231
Cobalt	Co	27	58.94	Radium	Ra	88	226.05
Columbium (see Niobium)				Radon	Rn	86	222
Copper	Cu	29	63.54	Rhenium	Re	75	186.22
Curium	Cm	96	[247]	Rhodium	Rh	45	102.91
				Rubidium	Rb	37	85.48

تابع جدول الأوزان والأرقام الذرية :

Element	Symbol	Atomic Number	Atomic Weight	Element	Symbol	Atomic Number	Atomic Weight
Dysprosium	Dy	66	162.51	Ruthenium	Ru	44	101.1
Einsteinium	Es	99	[254]	Samarium	Sm	62	150.35
Erbium	Er	68	167.27	Scandium	Sc	21	44.96
Europium	Eu	63	152.0	Selenium	Se	34	78.96
Fermium	Fm	100	[253]	Silicon	Si	14	28.09
Fluorine	F	9	19.00	Silver	Ag	47	107.880
Francium	Fr	87	[223]	Sodium	Na	11	22.991
Gadolinium	Gd	64	157.26	Strontium	Sr	38	87.63
Gallium	Ga	31	69.72	Sulfur	S	16	32.066
Germanium	Ge	32	72.60	Tantalum	Ta	73	180.95
Gold	Au	79	197.0	Tellurium	Te	48	[99]
Hafnium	Hf	72	178.50	Tellurium	Te	52	127.61
Helium	He	2	4.003	Terbium	Tb	65	158.93
Helium	He	2	4.003	Thallium	Tl	81	204.39
Holmium	Ho	67	164.94	Thorium	Th	90	232.05
Hydrogen	H	1	1.0080	Thulium	Tm	69	168.94
Indium	In	49	114.82	Tin	Sn	50	118.70
Indium	In	53	126.91	Titanium	Ti	22	47.90
Iodine	I	53	126.91	Tungsten	W	74	183.86
Iridium	Ir	77	192.2	Uranium	U	92	238.07
Iron	Fe	26	55.85	Vanadium	V	23	50.95
Iron	Fe	26	55.85	Xenon	Xe	54	131.30
Krypton	Kr	36	83.80	Ytterbium	Yb	70	173.04
Lanthanum	La	57	138.92	Yttrium	Y	39	88.92
Lead	Pb	82	207.21	Zinc	Zn	30	65.38
Lithium	Li	3	6.940	Zirconium	Zr	40	91.22
Lutetium	Lu	71	174.99				
Magnesium	Mg	12	24.32				
Manganese	Mn	25	54.94				

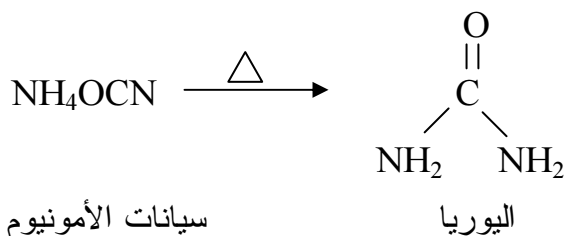
(٧) الفصل السابع الكيمياء العضوية (Organic chemistry)

(٧-١) مقدمة :

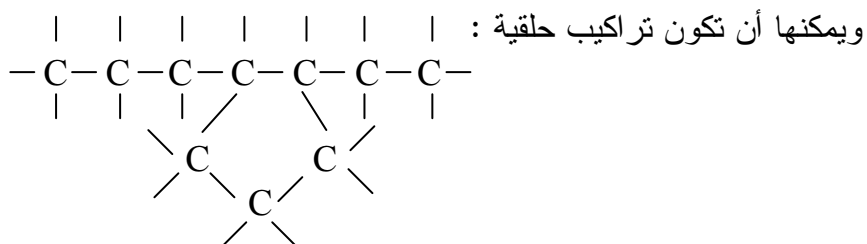
عرف الناس منذ القدم العديد من المواد المستخرجة من النباتات أو الحيوانات ، مثل الزيوت ، والشحوم ، والسكر ، والكحول ، والخل ، والطور ، والأدوية وغيرها . وقد كشفت التجارب أن كل المواد التي تأتي من أصل نباتي أو حيواني تتحلل في درجات حرارة منخفضة نسبياً ، على عكس المواد المعدنية الأخرى ، فهي لا تتأثر كثيراً بدرجات الحرارة المنخفضة ، كما لوحظ أن المواد النباتية أو الحيوانية غالباً ما تتحول في نهاية تسخينها إلى مواد سوداء ، ولذلك أخذ العلماء ينظرون إلى هذه المواد نظرة مختلفة عن نظرتهم لبقية المواد المعدنية .

في عام ١٨٠٦م دعا العالم برزيلوس (Berzelius) إلى تقسيم المركبات إلى عضوية وغير عضوية ، واعتبر أن القوانين الكيميائية التي تخضع لها المركبات العضوية تختلف عن تلك التي تخضع لها المركبات غير العضوية . وقد كان الاعتقاد حينها أن المركبات العضوية تتكون فقط في أنسجة النباتات والحيوانات بوساطة ما كان يعرف بالقوة الحيوية (Vital force) .

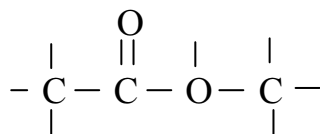
تمكن العالم الألماني فريدريش فوهرل (Friedrich Wohler) عام ١٨٢٨م من تحضير مركب اليوريا (الذي تفرزه الحيوانات الثديية في البول) وذلك عن طريق تسخين بلورات لملح غير عضوي هو سيانات الأمونيوم .



استطاع فوهرل بذلك أن يدحض فكرة القوة الحيوية اللازمة للحصول على المركبات العضوية ، وفتح بذلك مجالاً جديداً في دراسة الكيمياء وهو تحضير المواد العضوية في المختبر من مواد غير عضوية ودون الحاجة لما كان يسمى بالقوة الحيوية .



ليس هذا فحسب بل يمكن أن تشترك في تكوين السلسلة أو الحلقة ذرة عنصر ، أو ذرات أكثر من عنصر آخر كالأوكسجين والنتروجين ، مما يؤدي إلى زيادة إمكانية تعدد المركبات بشكل كبير :



إذا تصورنا هيكلاً عاماً من ذرات الكربون على شكل سلسلة أو حلقة ، فإن العناصر الأخرى من هيدروجين وأوكسجين ونتروجين يمكن أن ترتبط بالكربون في أي موقع على طول السلسلة أو الحلقة أو فروعها مما يؤدي إلى فرص هائلة في تكوين مركبات مختلفة ، وذلك لأن اختلاف موقع الذرة في السلسلة أو الحلقة يؤدي إلى اختلاف في النوع والخواص من مركب إلى آخر ، ولو تساويا في عدد الذرات ونوعها ، وهذا أمر سنتعرض له فيما بعد في هذا الفصل .

(٧-٢) الخواص المميزة للمركبات العضوية :

- من الواضح أن المركبات العضوية تتميز بخواص بارزة جعلت من الضروري أن تشكل فرعاً مستقلاً في دراسة الكيمياء . ومن هذه الخواص ما يلي :
- (١) يوجد أغلبها على هيئة جزيئات مستقلة ، بمعنى أن هناك مجموعة متميزة من الذرات ترتبط فيما بينها بشكل قوي يجعل منها وحدة مستقلة أو جزيئاً .
 - (٢) المركبات العضوية في الغالب سهلة التطاير ودرجات انصهارها منخفضة ، كذلك فإن الكثير منها غازات أو سوائل في الظروف العادية .
 - (٣) عموماً لا تذوب معظم المركبات العضوية في الماء ولكنها تذوب في المذيبات العضوية كالكحولات والبنزين ورابع كلوريد الكربون .
 - (٤) عموماً لا توصل المركبات العضوية التيار الكهربائي سواء أكانت مذابة في المحلول أو على شكل مصهور .
 - (٥) تتميز تفاعلات المركبات العضوية بالبطء وعدم الاستمرار لإتمام التفاعل حتى نهايته ، وغالباً ما تكون هناك تفاعلات جانبية .

٦) تتأثر سرعة التفاعلات العضوية بالعوامل المساعدة [الحفازة (Catalysts)] تأثراً كبيراً بعكس التفاعلات غير العضوية التي تكون في الغالب لحظية أو آنية ولا تتأثر بالعوامل المساعدة كثيراً .

(٧-٣) روابط الكربون في المركبات العضوية :

من المناسب هنا أن نلقي بعض الضوء على طبيعة ذرة الكربون ، فأنت تعلم أن عنصر الكربون يقع في المجموعة الرابعة وفي الدورة الثانية في الجدول الدوري (أول عنصر في مجموعته) ، وتعلم أيضاً أن ذرة الكربون تحتوي على ستة إلكترونات موزعة فيها على النحو التالي : $1S^2 2S^2 2P^2$ والواقع يشير إلى أن ذرة الكربون ذات تكافؤ رباعي ، أي أن لها القدرة على تكوين أربع روابط تساهمية ، ولكن يتبادر إلى الذهن السؤال التالي : ما شكل الروابط التساهمية الأربع التي تكونها ذرة الكربون في المركبات العضوية ؟

هل جميعها أحادية $-C-$ أم ثنائية $-C=C-$ أم ثلاثية $-C\equiv C-$ ؟

في الواقع تمّ التعرف على آلاف المركبات العضوية التي ترتبط فيها ذرة الكربون بروابط أحادية وكذلك مثلها من مركبات الكربون العضوية التي تحتوي على روابط ثنائية أو ثلاثية .

(٧-٤) الصيغ الجزيئية للمركبات العضوية :

الصيغة الجزيئية للمركب العضوي هي الصيغة التي تبين العدد الفعلي من ذرات العناصر الداخلة في تكوين جزيء المركب وكذلك النسب بينها ، فمثلاً الصيغة الجزيئية لسكر الجلوكوز هي $(C_6H_{12}O_6)$ ، وهي تعني أن الجزيء الواحد من الجلوكوز يحتوي على ٦ ذرات كربون ، ١٢ ذرة هيدروجين ، و ٦ ذرات أكسجين ، كما أنها توضح النسب بين الذرات فيه حيث تبلغ ١ : ٢ : ١ حسب ترتيب الذرات فيه .

(٧-٥) الصيغ البنائية للمركبات العضوية :

إن تعيين الصيغة الجزيئية للمركب العضوي ليس سوى خطوة واحدة في سبيل تعرّفه ، إذ يبقى علينا أن نتعرف ترتيب الذرات في جزيء المركب ، أي صيغته البنائية . ويتم ذلك عادة عن طريق دراسة خواص المركب وتفاعلاته المختلفة وتستخدم أجهزة حديثة تعطي معلومات مهمة تفيد في تعيين الصيغة البنائية للمركبات العضوية .

كتابة الصيغ البنائية للمركبات العضوية :

سبق أن عرفت أن الرابطة بين ذرة الكربون والذرات الأخرى في المركبات العضوية هي رابطة تساهمية وتمثل هذه الرابطة عادة بخط (-) أو نقطتين (:) بين الذرتين المتحدتين إذ تدل كل نقطة على الكترون .

لتوضيح ذلك دعنا ننظر إلى جزيء الإيثانول (الكحول الإيثيلي) حيث يمكن كتابة الصيغة البنائية المفصلة له على النحو الآتي :



ونستطيع أن نستنتج الآن من معرفة الصيغة البنائية المفصلة للمركب العضوي :

- (١) نوع العناصر الداخلة في تركيب المركب (في المثال السابق الكربون ، الهيدروجين ، والأكسجين) .
- (٢) عدد ذرات كل عنصر من العناصر في جزيء المركب (في المثال السابق ذرتان من الكربون، ست ذرات من الهيدروجين، وذرة واحدة من الأكسجين).
- (٣) تكافؤ كل عنصر من العناصر الداخلة في جزيء المركب (الكربون رباعي ، الهيدروجين أحادي أما الأكسجين فهو ثنائي التكافؤ) .
- (٤) الكيفية التي تترتب بها ذرات العناصر في الجزيء .

(٦-٧) المركبات الهيدروكربونية :

المركبات الهيدروكربونية - وكما هو واضح من تسميتها - مركبات عضوية تتكون من عنصري الكربون والهيدروجين فقط ، وهي من أبسط المركبات العضوية وعددها من الكثرة بمستوى يفرض علينا تقسيمها إلى أقسام تسهيلاً لتناولها والاطلاع على خواصها .

أقسام المركبات الهيدروكربونية :

- (١) المركبات ذات السلاسل المفتوحة (أليفاتية) وهذه تصنف إلى الأقسام الآتية :
أ/ مشبعة أو الكانات . وتتميز بوجود روابط أحادية فقط بين ذرات الكربون وصيغتها العامة ($\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$) .

ب/ غير مشبعة : وتشمل :

- ألكينات (Alkenes) وصيغتها العامة ($C_n H_{2n}$) ، وتتميز بوجود روابط ثنائية بين ذرات الكربون في السلسلة .
- ألكينات (Alkynes) وصيغتها العامة ($C_n H_{2n-2}$) ، وتتميز بوجود روابط ثلاثية بين بعض ذرات الكربون في السلسلة .

(٢) المركبات الحلقية :

وهذه بدورها تصنف إلى الأقسام الرئيسة الآتية :

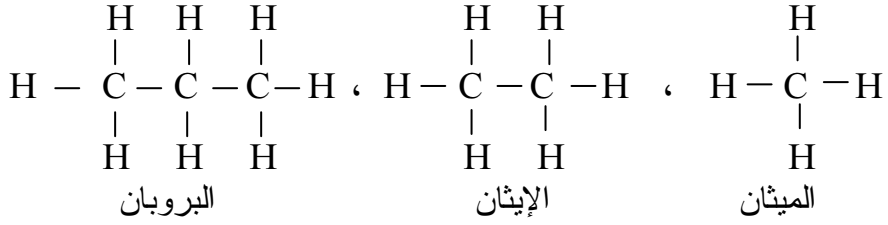
- أ/ مركبات هيدروكربونية حلقية أليفاتية ، تشبه المركبات ذات السلاسل المفتوحة من حيث طبيعة الترابط بين ذرات الكربون إلا أنها تكون على هيئة حلقات. ومن أمثلتها الألكانات الحلقية ذات الصيغة العامة ($C_n H_{2n}$).
- ب/ مركبات هيدروكربونية حلقية عطرية أو أروماتية (Aromatic) وهي تتميز بدرجة من الثبات الكيميائي لا توحى به صيغتها المحتوية على نسبة قليلة جداً من الهيدروجين .

وسوف ندرس في هذا الفصل أمثلة لهذه الأقسام بالترتيب الوارد ذكره .

(٧-٦-١) المركبات الهيدروكربونية المشبعة :

الألكانات :

- الألكانات أو البرافينات (Paraffins) كما تعرف أيضاً بالمركبات الهيدروكربونية التي تتكون جزيئاتها عن طريق روابط أحادية فقط بين ذرات الكربون ، وينطبق هذا على الألكانات ذات السلاسل المفتوحة أو الحلقية .
- إن أبسط مركب هيدروكربوني مشبع هو الميثان (CH_4) ويوضح الشكل رقم (٧-١) الصيغ البنائية للألكانات الثلاثية الأولى وهي الميثان (CH_4) ، الإيثان (C_2H_6) والبروبان (C_3H_8) .



الشكل (٧-١) :

الصيغ البنائية للألكانات الثلاثة الأولى .

تعرف الألكانات التي لا يوجد تفرع في سلسلتها بالألكانات العادية ذات السلاسل المستقيمة . الجدول رقم (٧-١) يوضح الأسماء والصيغ الجزيئية والبنائية المختصرة للألكانات العادية العشرة الأولى .

الجدول رقم (٧-١) :

الألكانات العادية العشرة الأولى .

الصيغة البنائية	الصيغة الجزيئية	الاسم
CH ₄	CH ₄	الميثان
CH ₃ CH ₃	C ₂ H ₆	الإيثان
CH ₃ CH ₂ CH ₃	C ₃ H ₈	البروبان
CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₃	C ₄ H ₁₀	البيوتان
CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₃	C ₅ H ₁₂	البنتان
CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₃	C ₆ H ₁₄	الهكسان
CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₃	C ₇ H ₁₆	الهيبتان
CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₃	C ₈ H ₁₈	الأوكتان
CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₃	C ₉ H ₂₀	النونان
CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₃	C ₁₀ H ₂₂	الديكان

تكتب الصيغة البنائية المختصرة عادة إما :

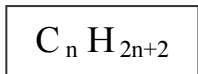


أيضاً بالنسبة للديكان مثلاً يمكن أن يكتب بالصيغة المختصرة التالية :



من المفيد الإشارة هنا إلى أنه على الرغم من أن الالكانات العادية تعرف بالالكانات مستقيمة السلاسل ، إلا أن سلسلة الكربون في هذه المركبات والتي تمثل العمود الفقري لكل جزيء ليست مستقيمة بمعنى الاستقامة الهندسية ، ولكن كلمة مستقيمة هنا تعني سلسلة كربونية غير متفرعة .

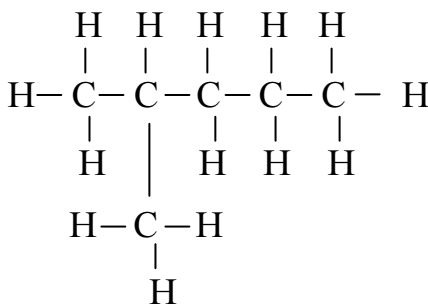
نستنتج من الصيغ الجزيئية للالكانات العشرة الأولى أن هناك علاقة ما بين العدد النسبي لذرات الكربون والهيدروجين في أي جزيء ، وهذا ما يحدد الصيغة العامة للالكانات والتي تحدد على النحو الآتي :



الالكانات ذات السلسلة المتفرعة :

للجزيء في الالكان متفرع السلسلة ، وكما يشير بذلك الاسم ، سلسلة متفرعة من ذرات الكربون. إذا استبدلنا مثلاً إحدى ذرات الهيدروجين المرتبطة بذرة

الكربون الثانية في جزيء البنتان - $C-C-C-C-C$ - بمجموعة ميثيل CH_3 - يمكننا في هذه الحالة الحصول على جزيء الكان متفرع السلسلة يسمى (٢ - ميثيل البنتان) :



من الواضح أن الاسم نفسه يوضح أنه توجد مجموعة ميثيل مرتبطة بذرة الكربون الثانية لسلسلة بها خمس ذرات كربون (بنتان) (انظر جدول رقم (٧-٢)). تذكر أن مجموعة الميثيل هي عبارة عن جزيء ميثان ، حُذفت منه ذرة هيدروجين واحدة .

جدول (٧-٢)

الاسم	بنية الشق (C_nH_{2n+1})	الالكان
الميثيل	$-CH_3$	الميثان
الإيثيل	$-CH_2CH_3$	الإيثان
البروبيل	$-CH_2CH_2CH_3$	البروبان
البيوتيل	$-CH_2CH_2CH_2CH_3$	البيوتان
الأيسوبروبيل	$ \begin{array}{c} CH_3 \\ / \\ -CH \\ \backslash \\ CH_3 \end{array} $	الأيسوبروبان
الأيسوبيوتيل	$ \begin{array}{c} / CH_3 \\ -CH_2 - C - H \\ \backslash CH_3 \end{array} $	الأيسوبيوتان

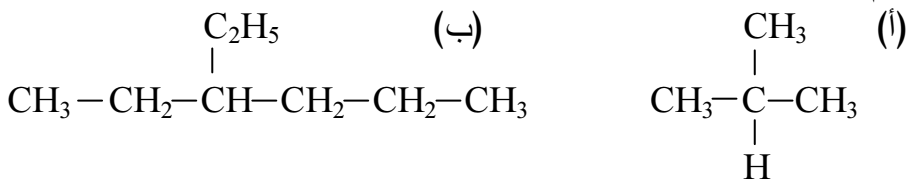
تسمى المجموعات الألكيلية بحذف (الألف والنون) من اسم الالكان ووضع (ياء ولام) مكانهما . (أي تحذف - ان - وتوضع مكانها - يل) .

تمرين :

١/ اكتب الصيغة البنائية لما يأتي :

(أ) ٢ ميثيل البيوتان . (ب) ٣-ميثيل البننتان . (ج) ٢-ميثيل البروبان .

٢/ سمّ الالكانات الآتية :



الالكانات الحلقية (The cycloalkanes) :

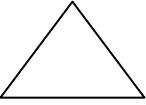
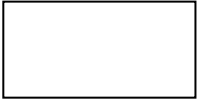
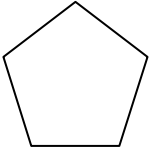
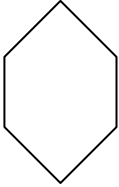
تسمى المركبات الهيدروكربونية المشبعة ذات السلاسل الكربونية المغلقة

التي تكون حلقات بالالكانات الحلقية ، ولها صيغة عامة : $C_n H_{2n}$ حيث

ترتبط في هذه الحلقات كل ذرة كربون بذرتي كربون أخرتين وبذرتي هيدروجين .

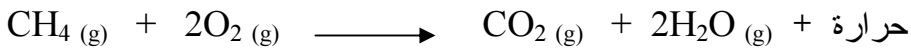
والجدول رقم (٣-٧) يوضح ذلك :

الجدول رقم (٣-٧) : الأسماء والصيغ الجزيئية والبنائية
لللكانات الحلقية الأربعة الأولى

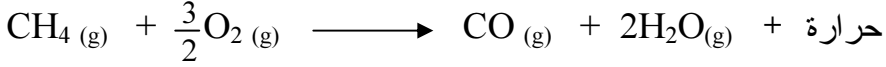
الاسم	الصيغة البنائية المبسطة	الصيغة البنائية	الصيغة الجزيئية
البروبان الحلقي		$\begin{array}{c} \text{H}_2 \\ \diagdown \quad \diagup \\ \text{C} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{H}_2\text{C} \quad \text{CH}_2 \end{array}$	C_3H_6
البيوتان الحلقي		$\begin{array}{c} \text{H}_2\text{C} \quad \text{CH}_2 \\ \quad \quad \\ \text{H}_2\text{C} \quad \text{CH}_2 \end{array}$	C_4H_8
البنتان الحلقي		$\begin{array}{c} \text{H}_2 \\ \diagdown \quad \diagup \\ \text{C} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{H}_2\text{C} \quad \text{CH}_2 \\ \quad \quad \\ \text{H}_2\text{C} \quad \text{CH}_2 \end{array}$	C_5H_{10}
الهكسان الحلقي		$\begin{array}{c} \text{H}_2 \\ \diagdown \quad \diagup \\ \text{C} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{H}_2\text{C} \quad \text{CH}_2 \\ \quad \quad \\ \text{H}_2\text{C} \quad \text{CH}_2 \\ \diagdown \quad \diagup \\ \text{C} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{H}_2 \end{array}$	C_6H_{12}

تفاعلات المركبات الهيدروكربونية المشبعة :

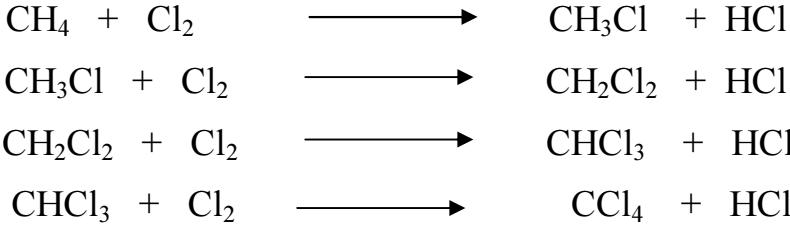
تعتبر المركبات الهيدروكربونية من الناحية الكيميائية - عامة - غير نشطة.
١. تحترق في وفرة من الهواء أو الأوكسجين لإنتاج الماء وثاني أوكسيد الكربون وتطلق طاقة حرارية :



في حالة وجود كمية محدودة من الأوكسجين ينتج أول أوكسيد الكربون بدلاً من ثاني أوكسيد الكربون وتتبعث كمية أقل من الحرارة :



٢. تتفاعل الالكانات مع الهالوجينات لإنتاج خليط من مشتقات هالوجينية لتلك الالكانات . فمثلاً يتفاعل الميثان مع غاز الكلور إما عند درجات حرارة مرتفعة أو في وجود الضوء لتكوين CH_3Cl ، CH_2Cl_2 ، CHCl_3 و CCl_4 . يعرف هذا النوع من التفاعلات بتفاعلات الإستبدال (الإحلال) .



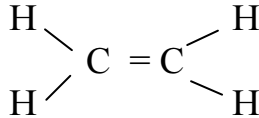
(٧-٦-٢) المركبات الهيدروكربونية غير المشبعة :

الالكينات (The alkenes) :

تسمى المركبات الهيدروكربونية التي تحتوي على رابطة ثنائية بين ذرتي كربون الالكينات ، وهي مثل الالكانات الحلقية لها الصيغة العامة :



أبسط الالكينات هو الإيثين - ethene (الاسم المنهجي وفقاً لقواعد الاتحاد العالمي للكيمياء البحتة والتطبيقية (IUPAC) والذي يسمى أيضاً الإيثيلين (الاسم العام)) .



يوضح الجدول رقم (٧-٤) الأسماء والصيغ الجزيئية والبنائية لبعض الألكينات .

جدول (٧-٤) : الأسماء والصيغ الجزيئية لبعض الألكينات

الاسم	الصيغة البنائية	الصيغة الجزيئية
الإيثين (الايثيلين)	$\text{CH}_2 = \text{CH}_2$	C_2H_4
البروبين	$\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_3$	C_3H_6
البيوتين - ١	$\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$	C_4H_8
البيوتين - ٢	$\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_3$	
البنتين - ١	$\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$	C_5H_{10}
البنتين - ٢	$\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$	

تسمى الألكينات بأخذ اسم الألكان المقابل مع وضع اللاحقة - (ين) مكان اللاحقة - (أن) في الألكان ، وقد يكون أحياناً مهماً وضع رقم يشير إلى موقع الرابطة الثنائية . يتم ترقيم ذرات الكربون بحيث يكون الرقم المشار إليه أصغر ما يمكن .

إذن: $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH} = \text{CH}_2$ يسمى البنتين - ١ وليس البنتين - ٤ .

تمرين : سمّ كلاً من :



الحل :

أ/ ٣ - ميثيل البيوتين - ١ . ب/ ٣ - ميثيل البنتين - ٢ .

الألكينات :

تسمى المركبات الهيدروكربونية المحتوية على رابطة ثلاثية بين ذرتي كربون في الجزيء بالألكينات ، ولها الصيغة العامة : $\text{C}_n \text{H}_{2n-2}$

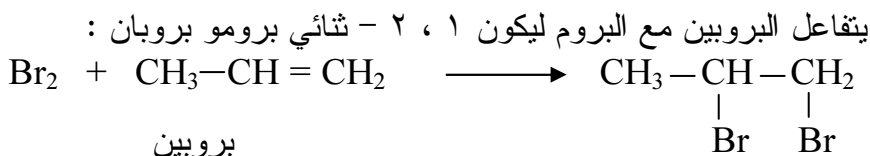
أبسط الألكينات هو الإيثاين (الاسم المنهجي وفقاً لقواعد الـ (IUPAC) ، ويسمى أيضاً الاستلين (الاسم العام) .
 $\text{H} - \text{C} \equiv \text{C} - \text{H}$

يوضح الجدول رقم (٧-٥) الأسماء والصيغ الجزيئية والبنائية لبعض الالكينات .
جدول (٧-٥) : الأسماء والصيغ الجزيئية والبنائية لبعض الالكينات .

الاسم	الصيغة البنائية	الصيغة الجزيئية
الإيثاين	$HC \equiv CH$	C_2H_2
البروبان	$HC \equiv C - CH_3$	C_3H_4
البيوتان - ١	$HC \equiv C - CH_2 - CH_3$	C_4H_6
البيوتان - ٢	$CH_3 - C \equiv C - CH_3$	
البنزين - ١	$HC \equiv C - CH_2 - CH_2 - CH_3$	C_5H_8
البنزين - ٢	$CH_3 - C \equiv C - CH_2 - CH_3$	

تفاعلات المركبات الهيدروكربونية غير المشبعة :

يعزى النشاط الكيميائي للالكينات عموماً إلى وجود الرابطة غير المشبعة .
(١) مع الهالوجينات :

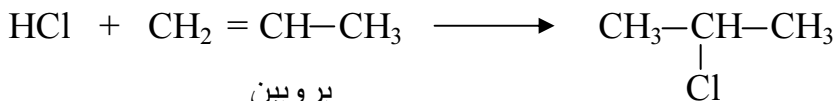


١ ، ٢ ثنائي برومو بروبان

يسمى هذا التفاعل تفاعل إضافة ويقال إن البروم قد أضيف إلى الرابطة الثنائية .

(٢) مع هاليدات الهيدروجين :

تضاف هاليدات الهيدروجين أيضاً إلى الالكينات :

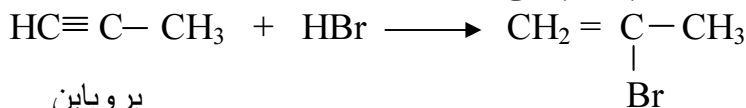


٢ - كلورو بروبان

تحكم هذا التفاعل قاعدة تسمى قاعدة ماركوفنيكوف (Markovinkov) التي تنص على أن الهيدروجين في هذا التفاعل يضاف إلى ذرة الكربون (في الرابطة الثنائية) المرتبطة أصلاً بعدد أكبر من ذرات الهيدروجين . لذا فإنه في

تفاعل البروبين مع كلوريد الهيدروجين يكون الناتج الرئيس هو ٢ - كلوربروبان وليس ١ - كلورو بروبان كما يشير الاحتمال الآخر .
تتم تفاعلات الإضافة أيضاً إلى الرابطة الثلاثية في الالكينات على الرغم من أنه يلزم في هذه الحالة وجود حفاز (عامل مساعد) .

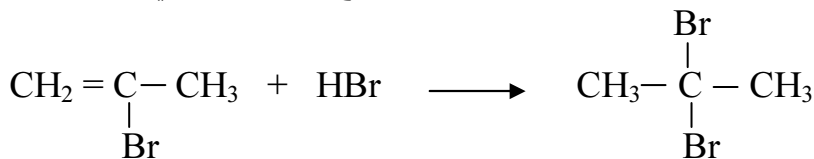
عند إضافة مول من (HBr) إلى مول من البروبين يتكون ٢ - بروموبروبين :



بروبين

٢ - بروموبروبين

وعند إضافة مول ثان من (HBr) ينتج ٢ ، ٢ - ثنائي برومو بروبان :

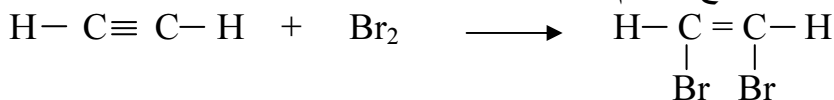


٢ - بروموبروبين

٢ ، ٢ - ثنائي بروموبروبان

تشابه الألكينات الالكينات أيضاً في تفاعلات الإضافة مع الهالوجينات ،

فالإيثاين يتفاعل مع البروم :



١ ، ٢ - ثنائي برومايثين

(٣) الاحتراق :

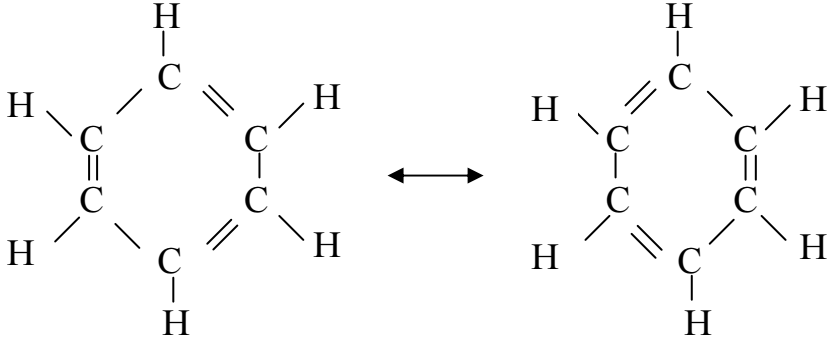
تحترق المركبات الهيدروكربونية غير المشبعة في الهواء أو الأوكسجين لتكوّن H₂O و CO₂ أو CO اعتماداً على كمية الأوكسجين المتوافرة .

(٧-٦-٣) المركبات الهيدروكربونية الأروماتية (العطرية) :

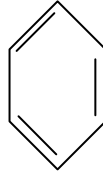
تشكل المركبات الهيدروكربونية الأروماتية نوعاً خاصاً من المركبات الهيدروكربونية ، أبسطها مركب البنزين .

البنزين (Benzene) :

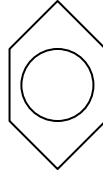
لمركب البنزين جزيء حلقي يأخذ إحدى الصيغتين المتبادلتين :



يمكن اختصار الصيغة البنائية للبنزين على النحو الآتي :



ونسبة لأن الروابط الثنائية تتغير مواضعها فإن الصيغة البنائية غالباً ما توضح على النحو الآتي :



ملحوظة : البنزين الذي تدرسه هنا ليس هو المادة التي تستعمل وقوداً للسيارات بل هو مادة مختلفة .

تحتوي كل المركبات الهيدروكربونية الأروماتية البسيطة على حلقة البنزين كجزء من تركيبها . ويجب تجنب استنشاقها .

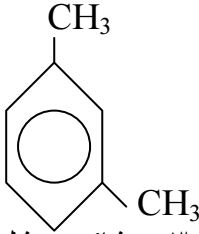
مركبات هيدروكربونية أروماتية أخرى :

يمكن استبدال بعض الهيدروجين في جزيء البنزين بمجموعات ألكيل .
فعندما يتم استبدال ذرة هيدروجين في حلقة البنزين بمجموعة ميثيل ينتج مركب
ميثيل البنزين ، المعروف عادة بالتولوين :



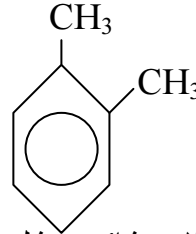
ميثيل البنزين (تولوين)

إضافة مجموعتي ميثيل إلى حلقة البنزين تعطي إمكانية تكوين ثلاثة
مركبات :

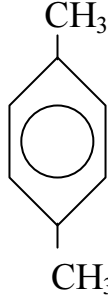


١ ، ٣ - ثنائي ميثيل البنزين

أو

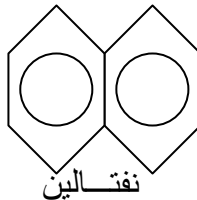


١ ، ٢ - ثنائي ميثيل البنزين



١ ، ٤ - ثنائي ميثيل البنزين

هناك نوع آخر من المركبات الهيدروكربونية العطرية ذات الحلقات
المتكاثفة ، أبسطها المركب المعروف بالنفتالين :

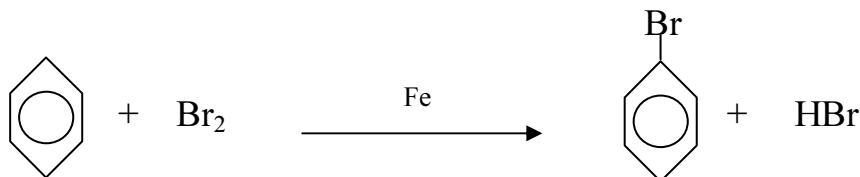


نفتالين

تفاعلات البنزين :

على الرغم من الفعالية الكيميائية المنخفضة لحلقة البنزين إلا أنه يمكن أن تحدث لها عدة تفاعلات تتطلب عادة عوامل مساعدة .

يتفاعل البنزين بالإحلال مع البروم في وجود الحديد :



برومو بنزين

لوحظ أنه وعلى الرغم من وجود روابط ثنائية داخل حلقة البنزين إلا أنها تتفاعل بالإحلال ويعزى ذلك إلى الثبات الكيميائي العالي الذي تتميز به الروابط غير المشبعة داخل الحلقة .

(٧-٧) المشتقات الهيدروكربونية :

(١-٧-٧) المجموعات الوظيفية (Functional groups) :

يمكن اعتبار جزيئات العديد من المركبات العضوية مركبات هيدروكربونية تم فيها استبدال واحدة أو أكثر من ذرات الهيدروجين بذرة عنصر آخر أو مجموعة ذرات . تسمى الجزيئات الناتجة بعد عملية الاستبدال بالمشتقات الهيدروكربونية ، وتسمى الذرات أو المجموعات الذرية التي حلت محل الهيدروجين بالمجموعات الوظيفية وأحياناً الزمر الوظيفية .

فإذا تم مثلاً استبدال ذرة هيدروجين في جزيء الإيثان ($\text{CH}_3 - \text{CH}_3$) بمجموعة ($-\text{OH}$) يكون الناتج ($\text{CH}_3 - \text{CH}_2\text{OH}$) ، وهو المركب العضوي المعروف بالإيثانول .

تعطي كل مجموعة وظيفية للجزيء صفة أو وظيفة مميزة ، ومن هنا جاءت تسميتها بالمجموعات الوظيفية . فالمجموعة ($-\text{OH}$) تسمى الزمرة الوظيفية للكحول ، وبالتالي فإن أي جزيء عضوي يشتمل على هذه المجموعة يمتلك خواصاً مميزة لمجموعة خاصة من المركبات العضوية تعرف بالكحولات . يمكن بالتالي كتابة الصيغة العامة للكحولات على النحو الآتي : (ROH) ، حيث تمثل (R) الشق الهيدروكربوني (الألكيل) في جزيء الكحول .

والجدول رقم (٦-٧) يوضح بعض المجموعات الوظيفية المهمة .

الجدول رقم (٧-٦) : بعض المجموعات الوظيفية المهمة .

المشتق الناتج	الصيغة العامة	المجموعة الوظيفية
كحول	ROH	- OH
إيثر *	ROR'	- O -
ألدهيد †	RCHO	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ - \text{C} - \text{H} \end{array}$
كيتون *	RCOR'	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ - \text{C} - \end{array}$
حمض كربوكسيلي †	RCOOH	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ - \text{C} - \text{OH} \end{array}$
إستر * ، †	RCOOR'	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ - \text{C} - \text{O} - \end{array}$
أمين	RNH ₂	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ - \text{N} - \text{H} \end{array}$

* في هذه المركبات يمكن أن يكون الشقان (R) مختلفين .

† في هذه المركبات يمكن أن تكون (R) المرتبطة بالكربون ذرة هيدروجين .

(٧-٧-٢) الكحولات :

في جزيء الكحول تحل مجموعة (-OH) محل ذرة هيدروجين في الالكان .

تسمية الكحولات :

إنَّ التسمية المنهجية المتبعة للكحولات وفقاً لقواعد الاتحاد العالمي للكيمياء البحتة والتطبيقية تقتضي إضافة اللاحقة " - ول " لاسم الالكان . . فالمركب (CH₃OH) يسمى الميثانول ، و (CH₃CH₂OH) يسمى الإيثانول .

قد تكون هناك أحياناً ضرورة لتحديد موضع مجموعة (-OH) في السلسلة الكربونية ؛ فمثلاً الكحول (CH₃CH₂CH₂CH₂OH) يسمى بيوتانول - ١ ، والكحول (CH₃CH₂CHOHCH₃) يسمى بيوتانول - ٢ .
والجدول رقم (٧-٧) يوضح أسماء وصيغ بعض الكحولات .

الجدول رقم (٧-٧) : أسماء وصيغ بعض الكحولات .

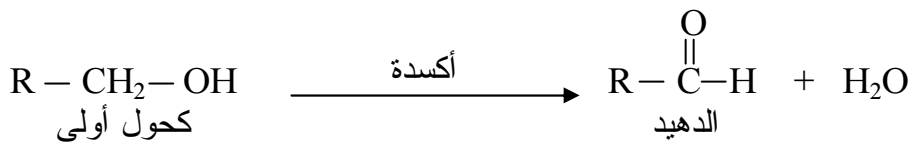
الصيغة البنائية المختصرة	الاسم العام	اسم الكحول وفقاً لقواعد (IUPAC)
CH ₃ OH	كحول ميثيلي	ميثانول
CH ₃ CH ₂ OH	كحول إيثيلي	إيثانول
CH ₃ CH ₂ CH ₂ OH	كحول بروبيلي أولي	بروبانول - ١
CH ₃ CHOHCH ₃	كحول بروبيلي ثانوي	بروبانول - ٢
CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ OH	كحول بيوتيلي أولي	بيوتانول - ١
CH ₃ CHOHCH ₂ CH ₃	كحول بيوتيلي ثانوي	بيوتانول - ٢
CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ OH	كحول بنتيلي أولي	بنتانول - ١

تفاعلات الكحولات :

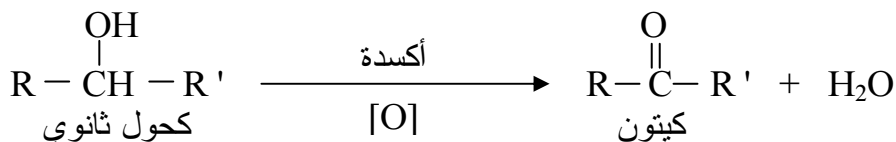
(٧-٧-٣) أكسدة الكحولات :

يسمى الإيثانول كحولاً أولياً لأن مجموعة (-OH) مرتبطة بذرة كربون ترتبط على الأقل بذرتي هيدروجين . تسمى ذرة الكربون في هذه الحالة بذرة كربون أولية .

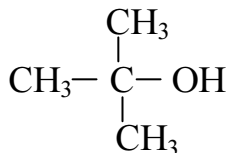
تتأكسد الكحولات الأولية لتعطي الدهيدات :



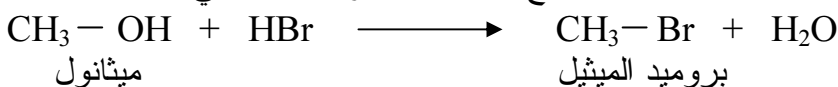
في الكحولات الثانوية تكون مجموعة (-OH) مرتبطة بذرة كربون وذرة الكربون مرتبطة بذرتي كربون، ومثال ذلك البروبانول - ٢ (CH₃CHOHCH₃). تتأكسد الكحولات الثانوية لتعطي مركبات تسمى كيتونات :



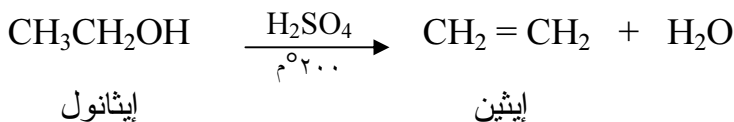
عندما تكون مجموعة (OH -) مرتبطة بذرة كربون وذرة الكربون مرتبطة بثلاث ذرات كربون ؛ يسمى الكحول في هذه الحالة كحولاً ثالثياً ، ومثال ذلك :



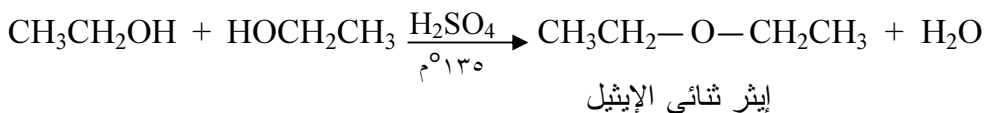
(٢) تفاعلات الكحولات مع هاليدات الهيدروجين :
تتفاعل الكحولات مع هاليدات الهيدروجين لتعطي هاليدات الألكيل :



(٣) تفاعلات استخلاص الماء من الكحولات :
عند درجات حرارة مرتفعة نسبياً وفي وجود حمض الكبريتيك يتم استخلاص (انتزاع) جزيء ماء من الكحول لتكوين الألكين المقابل :



عندما يتم إجراء التفاعل عند درجة حرارة منخفضة نسبياً يتم انتزاع الماء من جزيئين من الكحول ويتكون في هذه الحالة مشتق هيدروكربوني يعرف بالإيثر :



(٤-٧-٧) الإيثرات (Ethers) :

الإيثرات مركبات لها صيغة عامة من النوع (ROR') ولا يشترط أن تكون مجموعتا الكيل (R) و (R') متماثلتين :

ليس للإيثرات تسمية منهجية وفقاً لقواعد الاتحاد العالمي للكيمياء البحتة والتطبيقية ، ولكنها تسمى عادة بتحديد المجموعات الهيدروكربونية المرتبطة بالأكسجين مع إضافة كلمة " إيثر " ، فمثلاً عندما تكون مجموعتا الألكيل هما ميثيل يسمى المركب إيثر ميثيلي : $\text{CH}_3 - \text{O} - \text{CH}_3$.
والجدول رقم (٧-٨) يوضح أسماء بعض الإيثرات .

الجدول رقم (٧-٨) : أسماء بعض الإيثرات .

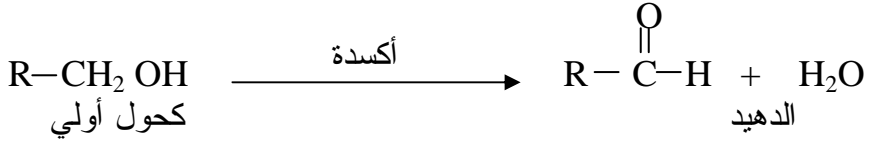
الاسم	الصيغة البنائية المختصرة
إيثر ثنائي الميثيل	CH ₃ OCH ₃
إيثر ثنائي الإيثيل	CH ₃ CH ₂ OCH ₂ CH ₃
إيثر ميثيل الإيثيل	CH ₃ CH ₂ OCH ₃
إيثر ميثيل البروبيل	CH ₃ CH ₂ CH ₂ OCH ₃

تفاعلات الإيثرات :

الإيثرات مركبات غير فعالة كيميائياً ، لكنها تحترق في الهواء مكونة CO₂ و H₂O .

(٧-٧-٥) الأدهيدات :

لقد لاحظنا في فقرة سابقة من هذا الفصل كيف أن الكحول الأولي يتأكسد متحولاً إلى مركب يسمى الدهيد :



تتميز الأدهيدات بوجود زمرة أو مجموعة وظيفية تسمى كربونيل مرتبطة بشق هيدروكربوني من ناحية ومن الناحية الأخرى بذرة هيدروجين ، الاستثناء الوحيد في هذه الحالة هو المركب الأول في مجموعة الأدهيدات والذي ترتبط فيه زمرة الكربونيل بذرتي هيدروجين من الناحيتين :



تسمية الالدهيدات :

تسمى الالدهيدات تسمية منهجية بوضع اللاحقة " - ال " مضافة إلى اسم الألكان ، إلا أن لبعض الالدهيدات أسماء عامة اشتهرت بها تحتوي جميعها على اللاحقة " - الدهيد " . الجدول رقم (٧-٩) يوضح الأسماء والصيغ البنائية لبعض الالدهيدات .

الجدول رقم (٧-٩) : الأسماء والصيغ البنائية للالدهيدات الخمسة الأولى

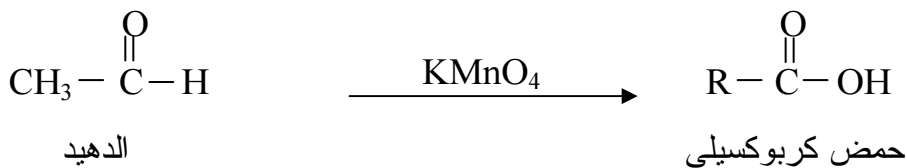
الاسم العام	الاسم المنهجي	الصيغة البنائية المختصرة
فورمالدهيد	ميثانال	HCHO
استالدهيد	إيثانال	CH ₃ CHO
-	بروبانال	CH ₃ CH ₂ CHO
-	بيوتانال	CH ₃ CH ₂ CH ₂ CHO
-	بننانال	CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CHO

تفاعلات الالدهيدات :

إن وجود مجموعة الكربونيل يجعل الالدهيدات مركبات عضوية ذات نشاط كيميائي عال .

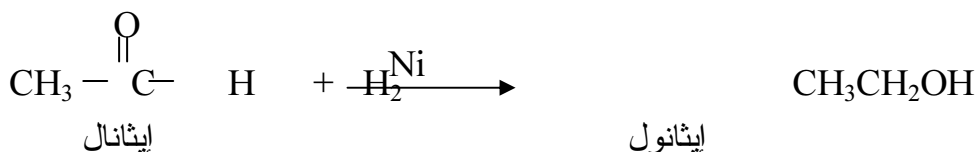
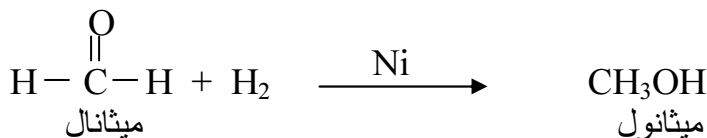
(أ) أكسدة الالدهيدات :

تتأكسد الالدهيدات بسهولة متحولة إلى مركبات عضوية تسمى أحماضاً كربوكسيلية :



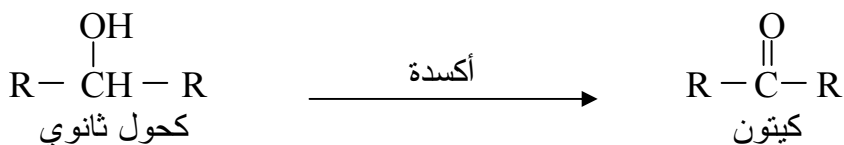
يمكن استخدام خاصية سهولة أكسدة الالدهيدات للتمييز بينها وبين مركبات أخرى تحتوي أيضاً على مجموعة كربونيل (تسمى كيتونات) كما سيتضح لك في فقرات لاحقة من هذا الفصل .

(ب) تتفاعل الالدهيدات كذلك بالإضافة مع الهيدروجين في وجود عامل مساعد لتعطي كحولات أولية :



(٧-٧-٦) الكيتونات :

كما اتضح لك في فقرة سابقة أن الكحولات الثانوية تتأكسد لتعطي مركبات عضوية تعرف بالكيتونات .



للكيتونات مجموعة كربونيل مرتبطة بمجموعتي الكيل يمكن أن تكونا مختلفين ويمكن أن يكونا من نوع واحد .

تسمية الكيتونات :

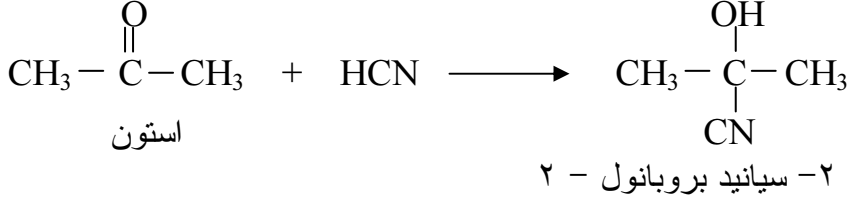
وفقاً لقواعد الاتحاد الدولي للكيمياء البحتة والتطبيقية تسمى الكيتونات بإضافة اللاحقة " -ون " إلى الالكان الذي اشتق منه الكيتون . إذا كان المركب يحتوي على أكثر من أربع ذرات كربون ، يوضع رقم يوضح موقع مجموعة الكربونيل في السلسلة الكربونية . الجدول رقم (٧-١٠) يوضح بعض الكيتونات .

الجدول رقم (٧-١٠) : الصيغ البنائية وأسماء بعض الكيتونات .

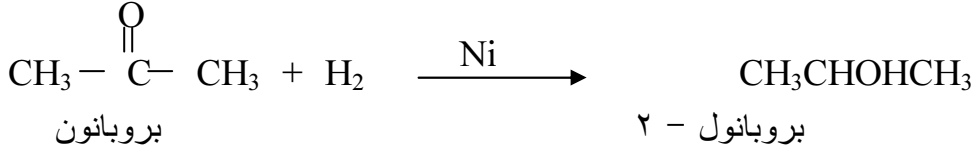
الاسم	الصيغة البنائية المختصرة
بروبانون (استون)	CH ₃ COCH ₃
بيوتانون	CH ₃ CH ₂ COCH ₃
بننانون - ٢	CH ₃ CH ₂ CH ₂ COCH ₃
بننانون - ٣	CH ₃ CH ₂ COCH ₂ CH ₃

تفاعلات الكيتونات بالإضافة :

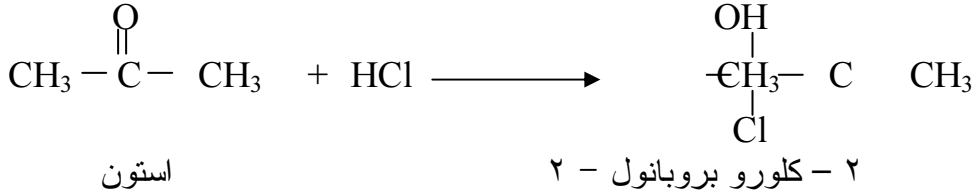
كما تتفاعل الألدهيدات بالإضافة فإن الكيتونات تتفاعل أيضاً بالإضافة :
 (أ) تعطي الكيتونات مع سيانيد الهيدروجين مركبات السيانوهيدرين .



(ب) تتفاعل الكيتونات بالإضافة مع الهيدروجين في وجود عامل مساعد لتتحول إلى كحولات ثانوية :

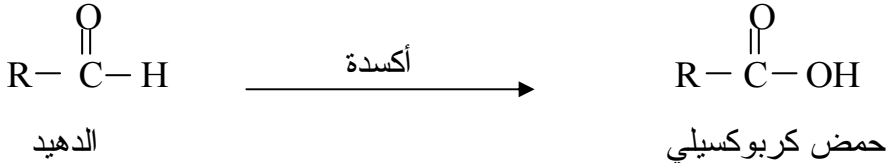


(ج) تتفاعل الكيتونات مع هاليدات الهيدروجين بالإضافة أيضاً مكونة مركبات الهاليدوهيدرين :



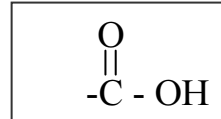
(٧-٧-٧) الحموض الكربوكسيلية :

لاحظت في فقرة سابقة أن الالدهيدات تتأكسد لتتحول إلى مركبات تسمى حموضاً كربوكسيلية :



تحتوي الحموض الكربوكسيلية على مجموعة وظيفية تسمى مجموعة الكربوكسيل

والقانون العام لها $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_2$.



تسمية الحموض الكربوكسيلية :

تشتق الأسماء المنهجية للحموض الكربوكسيلية من الالكانات المكونة لها وذلك بإضافة اللاحقة " - ويك " (- oic) إلى اسم الالكان وتسبق ذلك كلمة " حمض " . فمثلاً المركب (CH₃COOH) يسمى حمض الإيثانويك . لمعظم الحموض الكربوكسيلية أسماء عامة اشتهرت بها . انظر جدول رقم (٧-١١) .

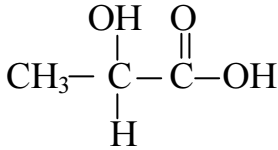
الجدول رقم (٧-١١) : بعض الحموض الكربوكسيلية .

الاسم	الصيغة البنائية المختصرة
حمض الميثانويك (الفورميك)	HCOOH
حمض الإيثانويك (الخليك)	CH ₃ COOH
حمض البروبانويك	CH ₃ CH ₂ COOH
حمض البيوتانويك	CH ₃ CH ₂ CH ₂ COOH
حمض البنتانويك	CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ COOH

ملحوظة : من الحموض الكربوكسيلية المشهورة والمستخدمة بكثرة في المختبرات الكيميائية في عمليات التحليل الكيميائي حمض الأكساليك ، وهو حمض يحتوي الجزيء منه على مجموعتي كربوكسيل ، فهو إذن حمض ثنائي القاعدية ، لذا لم يرد مع مجموعة الحموض في الجدول رقم (٧-١١) ، إذ أن جميع الحموض الواردة في الجدول تحتوي على مجموعة كربوكسيل واحدة .

تنتشر الحموض الكربوكسيلية بكثرة في الطبيعة ؛ فحمض الميثانويك (الفورميك) يفرز في لعاب بعض أنواع النمل (النمل الأحمر) ، كما يشكل حمض الإيثانويك المكون الأساسي للخل .

حمض اللاكتيك حمض كربوكسيلي يحتوي على مجموعتين وظيفيتين ؛ هما مجموعة الكربوكسيل المميزة له كحمض كربوكسيلي ومجموعة هيدروكسيل :



ويوجد حمض اللاكتيك في اللبن المتخثر .

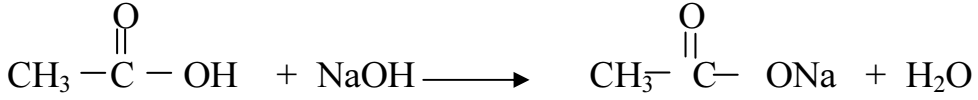
تفاعلات الحموض الكربوكسيلية :

تعتبر الحموض الكربوكسيلية من المركبات العضوية الفعالة كيميائياً على الرغم من أنها تعد حموضاً ضعيفة إذا ما قورنت بالحموض المعدنية مثل (HCl , H₂SO₄). وتعزى الخواص الحمضية لهذه المركبات إلى وجود ذرة الهيدروجين الحمضية المرتبطة بذرة الأوكسجين في مجموعة الكربوكسيل .

يمكن تمييز نوعين من التفاعلات للحموض الكربوكسيلية :

أولاً : تفاعلاتها كحموض ، وهي في هذه الناحية تشترك مع الحموض المعدنية في تفاعلاتها العامة :

(أ) تتعادل مع القواعد في محاليلها المائية :



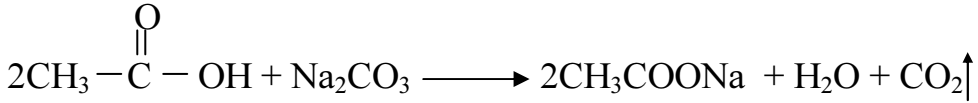
حمض الإيثانويك

إيثانوات الصوديوم

(حمض الخليك)

(خلات الصوديوم)

(ب) تتفاعل مع الكربونات والكربونات الهيدروجينية لتطلق غاز ثاني أوكسيد الكربون :

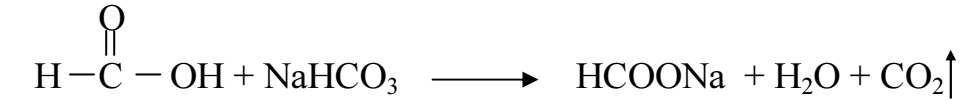


حمض الإيثانويك

إيثانوات الصوديوم

(حمض الخليك)

(خلات الصوديوم)



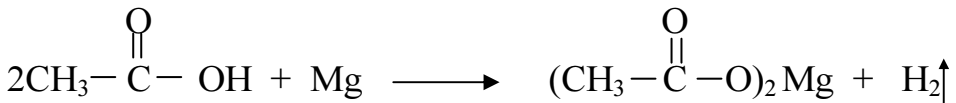
حمض الميثانويك

ميثانوات الصوديوم

(حمض الفورميك)

(فورمات الصوديوم)

(ج) تتفاعل مع الفلزات النشطة (التي تسبق الهيدروجين في الترتيب في السلسلة الكهروكيميائية) لتعطي غاز الهيدروجين :

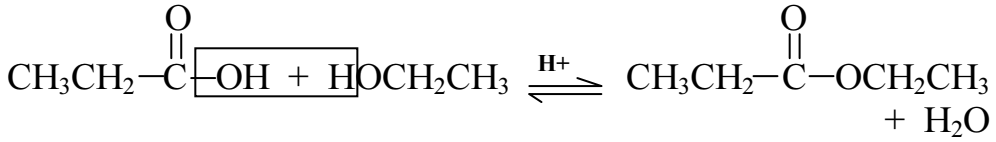


ثانياً : تفاعلاتها كمرکبات عضوية تحتوي على زمرة وظيفية (زمرة الكربوكسيل) :

للمحوض الكربوكسيلية تفاعلات أخرى مميزة لها باعتبارها مشتقات هيدروكربونية تحتوي على زمرة لها عدة تفاعلات ، نذكر منها :

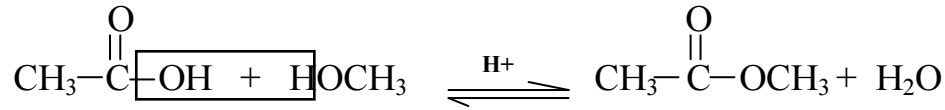
(١) تفاعلاتها مع الكحولات :

يمكن للرابطة (C — O) في زمرة الكربوكسيل أن تنفك في تفاعلات تعرف بتفاعلات " الأسترة " مع الكحولات (Esterfication) :



حمض البروبانويك الإيثانول بروبانات الإيثيل

يسمى الناتج العضوي في هذا التفاعل إستر .



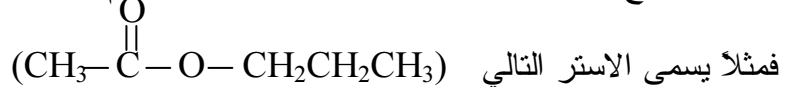
حمض الإيثانويك ميثانول إيثانات الميثيل
(حمض الخليك) (خلات الميثيل)

(٧-٦-٨) الإسترات (Esters) :

للإسترات الصيغة العامة (R — C(=O) — O — R') ، ويمكن الحصول عليها كما اتضح من الفقرة السابقة بتفاعل حمض كربوكسيلي مع كحول في وسط حمضي .

تسمية الاسترات :

تتم تسمية الاسترات بنفس الطريقة التي تسمى بها الأملاح ، مع تسمية شق الألكيل الناتج من الكحول المرتبط بالأوكسجين يسبقه اسم المجموعة الكربوكسيلية ،



إيثانات (خلات) البروبيل

الجدول (٧-١٢) يوضح أسماء وصيغ بعض الاسترات .

الجدول رقم (٧-١٢) : أسماء وصيغ بعض الاسترات .

الاسم العام	الاسم المنهجي	الصيغة البنائية المختصرة
فورمات الميثيل	ميثانوات الميثيل	HCOOCH ₃
خلات الميثيل	إيثانوات الميثيل	CH ₃ COOCH ₃
خلات الإيثيل	إيثانوات الإيثيل	CH ₃ COOCH ₂ CH ₃
-	بروبانات الميثيل	CH ₃ CH ₂ COOCH ₃

تنتشر الاسترات بكثرة في الطبيعة ، وتعزى الروائح العطرية المميزة للأزهار والنكهات في الفواكه إلى وجود هذه الاسترات جدول رقم (٧-١٣) .

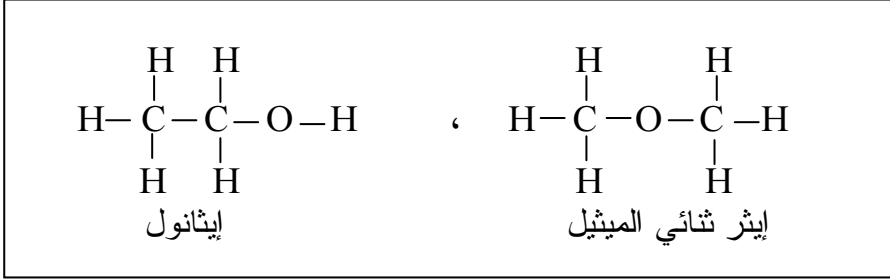
جدول رقم (٧-١٣)

الرائحة	الاستر	البنية
الموز	خلات الإيميل	CH ₃ COO(CH ₂) ₄ CH ₃
البرتقال	خلات الأوكثيل	CH ₃ COO(CH ₂) ₇ CH ₃
الأنناس	بيوتانات الإيثيل	CH ₃ CH ₂ CH ₂ COOCH ₂ CH ₃
التفاح	بيوتانات الميثيل	CH ₃ CH ₂ CH ₂ COOCH ₃

(٧-٨) الأيزوميرية (التماكب) (Isomerism) :

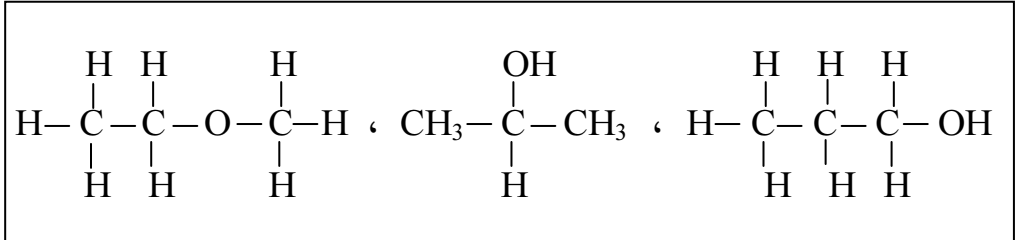
لعلك تكون قد لاحظت أن عدداً من المركبات العضوية ، سواء أكانت هيدروكربونية أو مشتقاتها ، يشترك في الصيغة الجزيئية ولكن عند كتابة الصيغة البنائية نجد أن لكل مركب صيغة بنائية تختلف عن المركبات الأخرى . تعرف ظاهرة وجود مركبين أو أكثر لهما نفس الصيغة الجزيئية ولكنهما يختلفان في الصيغة البنائية بالأيزوميرية أو التماكب ، ويسمى أحياناً التشكل . مثل هذه المركبات التي تشترك في الصيغة الجزيئية وتختلف في الصيغ البنائية يدعى كل منها باسم متشابه أو متشكل (Isomer) اقتباساً من كلمة يونانية تعني تشابه الأجزاء .

ويمثل الشكل رقم (٧-٢) مثلاً لمركبين مختلفين تماماً ولكنهما يشتركان في الصيغة الجزيئية (C₂H₆O).



شكل رقم (٧-٢)

ويبين الشكل رقم (٧-٣) تراكيب بنائية لثلاثة مركبات تشترك جميعها في الصيغة الجزيئية (C₃H₈O). ما أسماء هذه المركبات؟

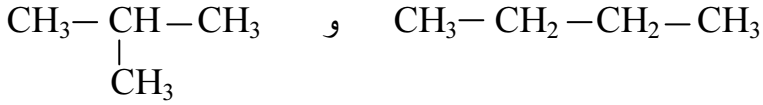


الشكل (٧-٣)

وللتماكب أنواع متعددة إلا أننا سنتعرض هنا لثلاثة أنواع منها فقط .

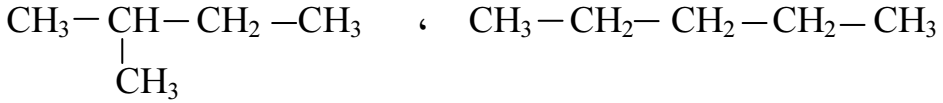
(١) تماكب السلسلة (Chain Isomerism) :

يعرف هذا النوع من التماكب في الالكانات التي تشترك في نفس عدد ذرات الكربون والهيدروجين ، إلا أنها تختلف في طريقة ارتباط ذرات الكربون ببعضها . لا تظهر ظاهرة التماكب السلسلي في الالكانات حتى تصل إلى الصيغة الجزيئية (C₄H₁₀) حيث يكون لهذه الصيغة بنيتان مختلفتان هما :

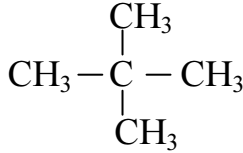


(٢) ميثيل البروبان (١) البيوتان

كما أن هنالك ثلاث صيغ بنائية للصيغة (C₅H₁₂) وهي :



(٢) ميثيل البيوتان (١) البنتان



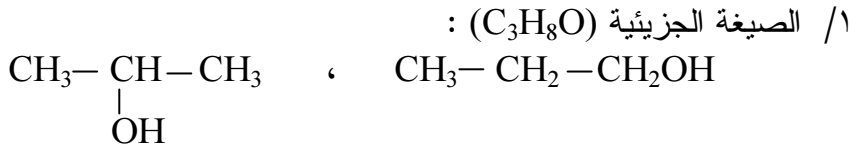
٢ ، ٢ ثنائي ميثيل البروبان
(٣)

ويلاحظ أنه كلما كبرت الصيغة الجزيئية ازداد عدد الصيغ البنائية المتماكبات .

وتختلف المركبات المتماكبة عن بعضها كيميائياً وفيزيائياً ، فقد لوحظ اختلاف في درجة الانصهار والغليان وكذلك في نشاطها الكيميائي .

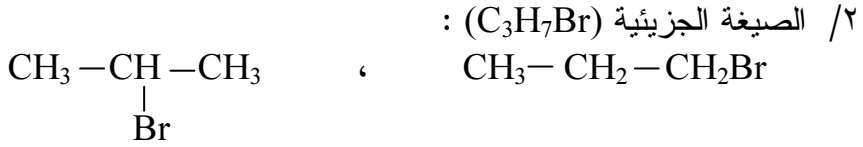
(٢) التماكب الموضعي (Positional Isomerism) :

يحدث هذا النوع من التماكب في حالة المركبات العضوية المحتوية على زمر وظيفية ، فقد يختلف موضع ارتباط الزمرة بالسلسلة الكربونية مما يؤدي إلى ظهور عدد من الصيغ البنائية الممكنة للصيغة الجزيئية الواحدة مما ينتج عنه مركبات تختلف في خواصها الفيزيائية والكيميائية على الرغم من اتفاقها في الصيغة الجزيئية . وفيما يلي بعض الأمثلة لهذا النوع من التماكب .



البروبانول - ٢

البروبانول - ١

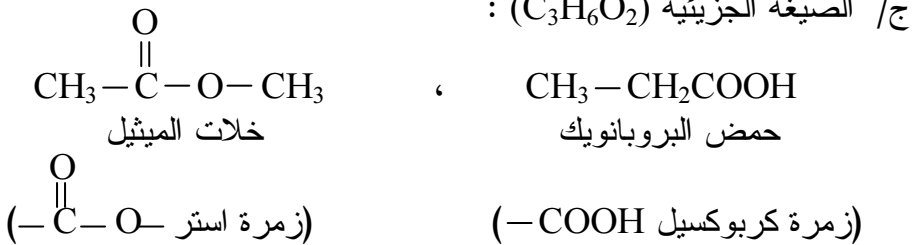
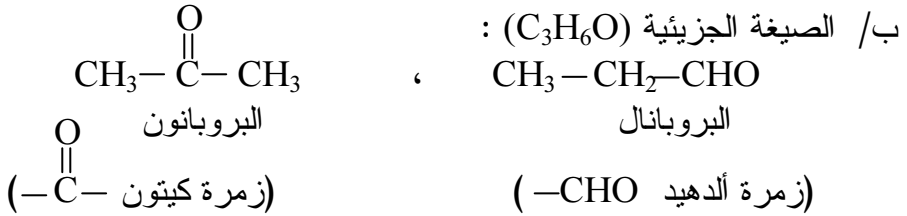
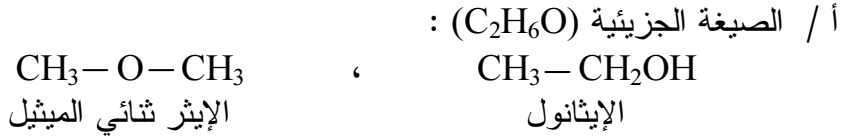


٢ - بروموبروبان

١ - بروموبروبان

٣) تماكب الزمرة الوظيفية :

يحدث هذا النوع من التماكب عندما تكون هنالك صيغة جزيئية يمكن أن تنشأ عنها صيغ بنائية لمركبات تختلف في الزمرة الوظيفية . وإليك بعض الأمثلة :



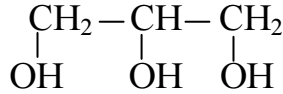
وتلاحظ أن :

- ١) الكحولات تتماكب وظيفياً مع الإيثرات .
- ٢) الكيتونات تتماكب وظيفياً مع الالدهيدات .
- ٣) الأحماض العضوية تتماكب وظيفياً مع الاسترات .

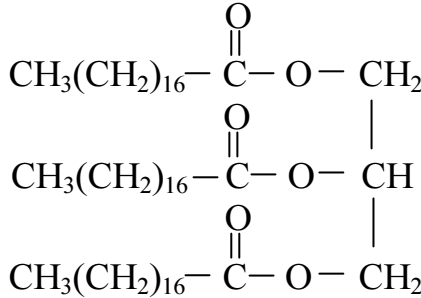
(٧-٩) صناعة الصابون :

(٧-٩-١) الدهون :

تعتبر الدهون النباتية والحيوانية استرات لحموض كربوكسيلية تتميز بطول السلسلة الكربونية (حموض دهنية) اتحدت مع كحولات ثلاثية تسمى الجليسرول (الجلسرين) :



فمثلاً الاستر المتكون من تفاعل حمض الاستياريك $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{16}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{OH}$ (صيغته الجزيئية $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}$) مع الجليسرول يسمى ثلاثي استيرات الجلسرين :

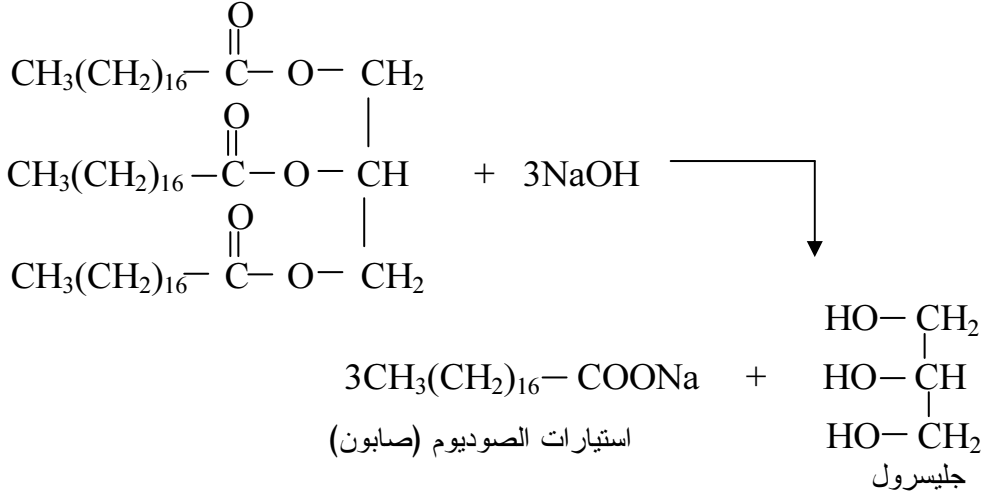


يستخدم مصطلح شحم (fat) للدهن الصلب أو الرخو ، أما مصطلح زيت (oil) فيستخدم للدهون السائلة عند درجة الحرارة العادية . تسمى الشحوم والزيوت عادة الجليسيريدات (glycerides) . ومعظم الجليسيريدات الطبيعية مصدرها اثنان أو ثلاثة حموض كربوكسيلية .

عندما تكون الحموض الدهنية (أو معظمها) غير مشبعة ، بمعنى أن السلسلة الكربونية تحتوي على عدد من روابط ثنائية بين ذرات الكربون ($\text{C}=\text{C}$) يعتبر الدهن زيتاً . أما عندما تكون معظمها مشبعاً فإن الدهن يعتبر شحماً . يمكن تحويل الزيوت النباتية إلى شحوم بواسطة الهدرجة (إضافة الهيدروجين) حيث يتم تحويل معظم الروابط الكربونية غير المشبعة إلى روابط كربونية مشبعة .

(٧-٩-٢) التحلل المائي في وجود وسط قاعدي للدهون (التصبن) :

يمكن إجراء تحلل مائي في وجود قاعدة للدهون فيما يعرف بعملية التصبن (Saponification) ويكون الناتج صابوناً .



معظم أنواع الصابون العادي هي أملاح صوديوم أو بوتاسيوم لحموض دهنية.

(٧-١٠) البوليمرات العضوية الصناعية :

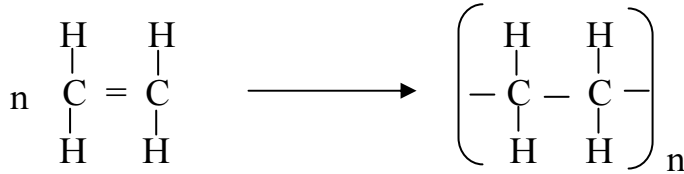
كلمة بولي (Poly) تعني متعدد أو كثير أو عديد) والبوليمر (Polymer) عبارة عن جزيء ضخم جداً يمكن اعتباره مكوناً من عدد من الجزيئات (الوحدات) الصغيرة المتماثلة يسمى الواحد منها مونومر (Monomer) ترتبط ببعضها البعض بروابط تساهمية . المواد البلاستيكية تعتبر أمثلة للبوليمرات العضوية المصنعة .

(٧-١٠-١) البلمرة :

العملية التي تتحد فيها مكونات البوليمر تسمى البلمرة . وهناك نوعان رئيسان للبلمرة :

(أ) بلمرة الإضافة :

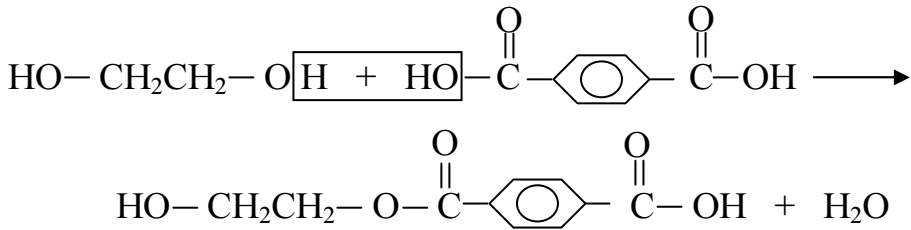
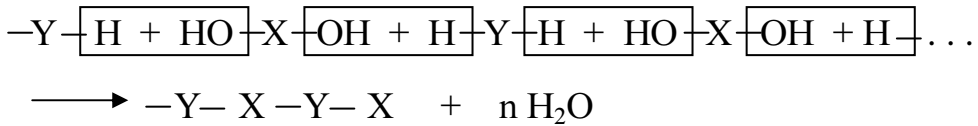
يتم تصنيع بعض البوليمرات بتفاعل يسمى بلمرة الإضافة ، حيث تتحد الجزيئات (الوحدات) الصغيرة مع بعضها مكونة البوليمر . تكوين البلاستيك المعروف بالبولي إيثيلين يعتبر مثلاً لبلمرة الإضافة :



حيث يرتبط عدد من وحدات (—CH₂—CH₂—) مع بعضها بحيث يكون للنتائج وزن جزيئي عالٍ جداً .

(ب) بلمرة التكاثف :

في هذا النوع من البلمرة يتم بناء أو تكوين جزيئات ضخمة وذلك عندما يفصل من جزيئين من مركبين مختلفين يحمل كل منهما زميرتين ، جزيء صغير مثل الماء وتكون نتيجة ذلك ارتباط الجزيئين ببعضهما في الموقع الذي انفصل منه الجزيء الصغير . فمثلاً يتكون الترين من بلمرة التكاثف بين الكحول الثنائي (HOCH₂CH₂OH) (الجليكول) والحمض ثنائي الكربوكسيل (C₆H₄(COOH)₂) . يمكن الرمز للكحول الثنائي بالصيغة (H—Y—H) ، ويمكن الرمز للحمض ثنائي الكربوكسيل بالصيغة (HO—X—OH) وذلك تبسيطاً للتفاعل :



وتتواصل العملية إلى أن يتم تكوين جزيء ضخم يسمى البوليستر (Polyester) .

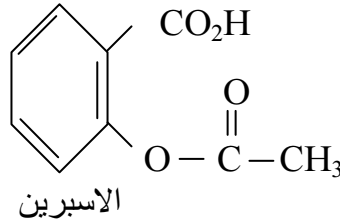
الجدول رقم (٧-١٤) يوضح بعض بوليمرات الإضافة .

الجدول رقم (٧-١٤) : بعض بوليمرات الإضافة .

اسم البوليمر	صيغة البوليمر	المونومر
بولي إيثيلين	$(-CH_2-CH_2-)_n$	$CH_2=CH_2$ إيثيلين
بولي بروبيلين	$(-CH_2-\underset{\text{CH}_3}{\underset{ }{CH}}-)_n$	$CH_2=\underset{\text{CH}_3}{\underset{ }{CH}}$ بروبيلين
كلوريد البولي فينيل (PVC)	$(-CH_2-\underset{\text{Cl}}{\underset{ }{CH}}-)_n$	$CH_2=\underset{\text{Cl}}{\underset{ }{CH}}$ كلوريد الفينيل

(٧-١١) بعض المركبات العضوية المعروفة :

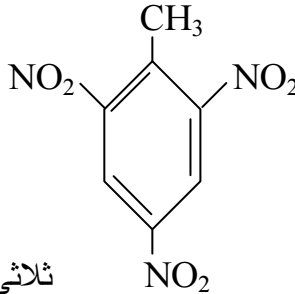
(أ) الأسبرين :



ملحوظة :

- ١/ يصنف الاسبرين كمادة حمضية .
- ٢/ يستخدم كمادة علاجية .
- ٣/ يوجد طبيعياً في بعض النباتات ، كما يحضر صناعياً .

(ب) ثلاثي نيترو تولوين :

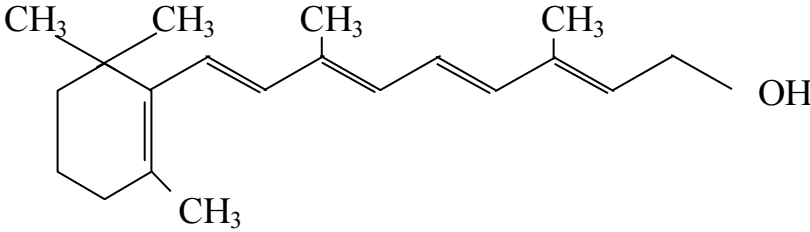


ملحوظة :

- ١ / يحضر صناعياً .
- ٢ / مادة متفجرة .
- ٣ / درجة انصهاره ٨١° م .

(ج) فيتامين A :

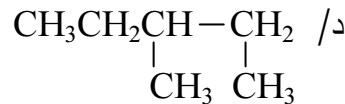
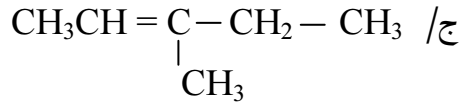
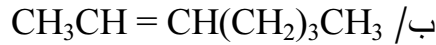
البنية التركيبية :



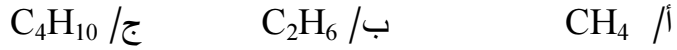
- ملحوظة : ١ / يصنف فيتامين A كمادة كحولية .
- ٢ / يوجد طبيعياً في معظم النباتات كما يحضر صناعياً .
 - ٣ / من المواد الغذائية الضرورية لجسم الإنسان والحيوان .

تمرين (٧-١)

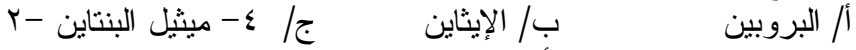
- (١) اكتب صيغاً بنائية للمركبات التالية :
- أ / ٢ ، ٢ ، ٤ ، ٤ - رباعي ميثيل البننتان .
 - ب / ٣ - إيثيل - ٢ ، ٢ - ثنائي ميثيل البننتان .
 - ج / ٤ - إيثيل - ٢ ، ٣ - ثنائي ميثيل الهكسان .
- (٢) سمّ المركبات ذات الصيغ البنائية التالية :



(٣) سمّ واكتب الصيغة البنائية للمركبات العضوية الناتجة من تفاعل مول واحد من Cl_2 مع مول واحد من :



(٤) سمّ واكتب الصيغة البنائية للمركبات العضوية الناتجة من تفاعل مول واحد من HBr مع مول واحد من :

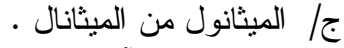


(٥) ما نوع المركب الناتج عند أكسدة :

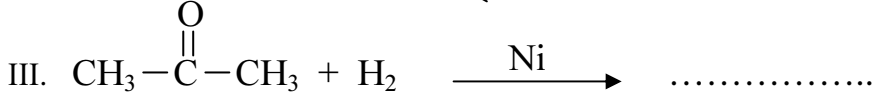
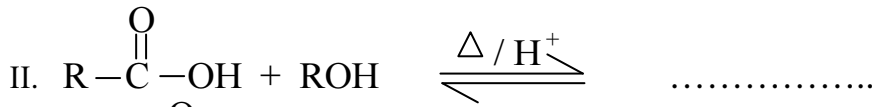
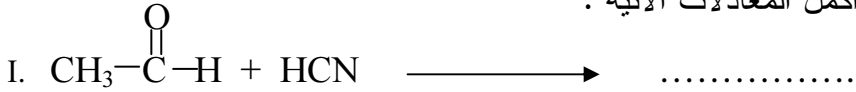


(٦) خليط يحتوي على الميثانول ، الإيثانول وحمض الكبريتيك عند درجة $١٣٥^\circ C$. سمّ الإيثرات التي يمكن أن تتكون من هذا الخليط .

(٧) وضّح كيف تحضر كلاً من المركبات الآتية مبتدئاً من المادة الموضحة :



(٨) اكمل المعادلات الآتية :



(٩) يتفاعل المركب العضوي المشبع (A) مع غاز البروم في ضوء الشمس غير المباشر فيتكون البروميد (B) وعند تسخين البروميد (B) مع هيدروكسيد الصوديوم ينتج الكحول (C) ذا الصيغة الجزيئية (C_2H_6O) وبروميد الصوديوم. يتفاعل المركب (C) مع خراطة النحاس عند درجة حرارة $300^\circ C$ مكوناً الناتج (D) وغاز الهيدروجين . يتفاعل المركب (D) بالتسخين مع أكسيد النحاسيك ليعطي الحامض (E) وأوكسيد النحاسوز . عند تفاعل المركب (C) و (E) في وجود حامض غير عضوي كعامل مساعد يتكون الأستر (F) .

أ/ سمّ المركبات A ، B ، C ، D ، E ، F .

ب/ اكتب معادلات موزونة لكل التفاعلات الكيميائية المذكورة أعلاه .

١٠) سمّ وبيّن برسم البنية التركيبية التماكبية للصور المتماكبة للمركبات الآتية مع ذكر نوع التماكب في كل حالة :

أ/ $C_4H_{10}O$ ب/ C_3H_6O

١١) أ/ اكتب معادلات توضح تحضير الصابون .
ب/ ما أنواع التماكبات المختلفة ؟ أعط مثلاً واحداً لكل نوع .

(٨) الفصل الثامن الكيمياء الكهربية Electrochemistry

(١-٨) مقدمة :

الكيمياء الكهربية هي دراسة التغيرات الكيميائية التي تحدث تحت تأثير الظواهر الكهربية وتختص الكيمياء الكهربية بشيئين هما :

- (١) التحليل الكهربائي : وهو تفكك المادة نتيجة لمرور الكهرباء خلالها .
- (٢) تأثير الخلية الكهروكيميائية : وهو دور التفاعل الكيميائي كمولد للكهرباء .

لقد علمنا أن الطاقة لها عدة أشكال ويمكننا تحويل شكل إلى آخر . في الصف الثامن بمرحلة الأساس درست كيف تستطيع تحويل الطاقة الكيميائية إلى كهربية في الخلايا الكهربية .

في هذا الباب ندرس بشئ من التفصيل تحويل الطاقة الكهربية إلى طاقة كيميائية وتحويل الطاقة الكيميائية إلى طاقة كهربية .

إنّ عملية تحويل الطاقة الكهربية إلى طاقة كيميائية هي عملية استخدام الطاقة الكهربية في إحداث التفاعل الكيميائي ، ومثل هذه العملية تسمى التحليل الكهربائي (Electrolysis) . والمنظومة التي تغذى بالتيار الكهربائي تسمى بخلية التحليل الكهربائي (electrolytic cell) . ومثال لعملية التحليل الكهربائي عملية تحليل الماء إلى عناصره معملياً بمرار التيار الكهربائي خلال الماء .



والتحليل الكهربائي عملية هامة في الصناعة مثل إنتاج بعض العناصر كالأمونيوم ، النحاس ، الكلور وغيرها . وسنتعرض لبعض ذلك لاحقاً بشئ من التفصيل .

إنّ عكس العملية السابقة هي أن نتحصل على تيار كهربائي نتيجة التفاعل الكيميائي . أي تحويل الطاقة الكيميائية إلى طاقة كهربية . يسمى مثل هذا التفاعل تفاعلاً كهروكيميائياً وتسمى المنظومة بالخلية الكهروكيميائية أو قديماً تسمى بالخلية الجلفانية أو الخلية الفولتية ومثال بسيط لهذه الخلية هي حجارة البطارية العادية . نحن نعلم أن الكهرباء هي عبارة عن سريان الإلكترونات عبر الموصل أو أي أجسام مشحونة كهربياً وهذا يعني بالضرورة أن العمليات الكيميائية التي تحدث

في خلايا التحليل الكهربائي أو الخلايا الكهروكيميائية تنتج عن تفاعلات أكسدة واختزال (Oxidation - Reduction) .

(٨-٢) تفاعلات الأكسدة والاختزال :

لقد درست تفاعلات الأكسدة والاختزال في مقرر كيمياء الصف الأول والآن حاول الإجابة عن هذه الأسئلة .

- (أ) ما التأكسد (ثلاثة تعريفات) ؟
- (ب) أي التعريفات في (أ) أشمل ؟
- (ج) ما الاختزال (ثلاثة تعريفات) ؟
- (د) أي التعريفات في (ج) أشمل ؟
- (هـ) ماذا نعني بأن عمليتي التأكسد والاختزال متلازمتان ؟
- (و) ما العامل المؤكسد ؟
- (ز) ما العامل المختزل ؟

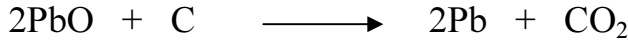
(٨-٢-١) تجارب في التأكسد والاختزال :

تجربة (١) :

سخن قليلاً من أكسيد الرصاص مع بعض الكربون في انبوية اختبار .
ماذا تلاحظ ؟

نتحصل على حبيبات فلز الرصاص . إن الذي يحدث فعلاً هو أن الكربون يتأكسد إلى ثاني أكسيد الكربون أي يقوم بدور العامل المختزل بينما يتم اختزال أكسيد الرصاص إلى فلز الرصاص .

أكسيد الرصاص + كربون ← رصاص + ثاني أكسيد الكربون



كرر نفس التجربة مع أكسيد النحاس ؟

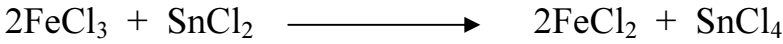
هل يتأكسد فلز النحاس ؟ اكتب المعادلة وعين العامل المؤكسد والعامل المختزل .

تجربة (٢) :

صب مقداراً من محلول كلوريد الحديد (III) في محلول كلوريد القصدير (II) في أنبوبة اختبار . ماذا تشاهد ؟

يتأكسد كلوريد القصدير (II) إلى كلوريد القصدير (IV) ويختزل كلوريد الحديد (III) إلى كلوريد الحديد (II) حسب التفاعل الآتي :

كلوريد الحديد (III) + كلوريد القصدير (II) ←
كلوريد الحديد (II) + كلوريد القصدير (IV)

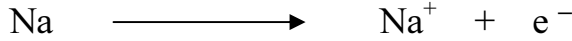


(٨-٢-٢) عدد الأكسدة :

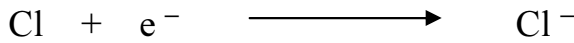
عدد الأكسدة : هو عدد الشحن السالبة أو الموجبة التي يفترض أن تحملها ذرة العنصر في مركب أيوني أو إسهمي .



فمثلاً في المركب الأيوني كلوريد الصوديوم تفقد ذرة الصوديوم الكترونات واحداً لتتحول إلى أيون الصوديوم الموجب أحادي الشحنة .



هذا الإلكترون تكتسبه ذرة الكلور لتتحول إلى أيون الكلور السالب أحادي الشحنة .



هنا نقول أن عدد الأكسدة للصوديوم في المركب NaCl هو (+) وللكلور (-) .

كذلك في المركب الأيوني (MgCl₂) تفقد ذرة المغنيزيوم الكترونين لتتحول إلى أيون المغنيزيوم الموجب ثنائي الشحنة .

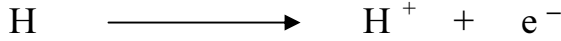


هذان الإلكترونان تكتسبهما ذرتان من الكلور كما في حالة مركب NaCl .
نقول هنا ان عدد الأكسدة للمغنيزيوم هو (٢+) .

أما في حالة الروابط التساهمية مثل الماء H₂O فإننا نفترض أن الإلكترونات قد انتقلت كلية من الذرات بالرغم من أنها الكترونات مشاركة . ففي الماء نفترض أن الكترونين انتقلا من ذرتي الهيدروجين إلى الأوكسجين . عدد

الأكسدة إذن يعطينا فكرة عن عدد الإلكترونات التي فقدتها الذرة المتعادلة لتتحول إلى أيون موجب عليه عدد من الشحنات تساوي عدد الإلكترونات المفقودة أو عدد الإلكترونات التي اكتسبتها الذرة لتتحول إلى أيون سالب عليه عدد من الشحنات تساوي عدد الإلكترونات المكتسبة من ذرات أخرى .

مثلاً في مركب H_2S تفقد ذرتا الهيدروجين الكترونيين (الكتروناتاً من كل ذرة هيدروجين) :



ويكون عدد الأكسدة للهيدروجين (+1) .

تكتسب ذرة الكبريت الإلكترونين لتتحول إلى أيون الكبريتيد السالب (S^{2-})

ولذلك فإن عدد الأكسدة للكبريت هو (-2) .

إن تحديد عدد الأكسدة في الأيونات والمركبات ليس سهلاً دائماً ولذلك وضعت بعض القواعد المتفق عليها نورها فيما يلي :

(1) عدد الأكسدة للذرة المتعادلة الحرة يساوي صفراً مهما كان تعقيد الجزيء

الذي توجد به ، مثل H ، Mg ، Fe وكذلك للعناصر في حالتها العادية مثل

Cl_2 ، H_2 هو أيضاً يساوي صفراً .

(2) عدد الأكسدة للأيون أحادي الذرة يساوي الشحنة التي يحملها الأيون كما

ونوعاً. فمثلاً Na^+ (+1) ، F^- (-1) ، S^{2-} (-2) ، Fe^{2+} (+2) .

(3) المجموع الجبري لأعداد الأكسدة لكل الذرات في الجزيء المتعادل يساوي

صفراً .

(4) مجموع أعداد التأكسد للذرات المكونة لأيون متعدد الذرات يساوي الشحنة

التي يحملها الأيون كما ونوعاً .

(5) عدد الأكسدة للأوكسجين في كل مركباته (-2) مثل H_2O ، CuO ما عدا

في مركبات البيروكسيدات مثل H_2O_2 ، Na_2O_2 فيكون عدد أكسدة

الأوكسجين (-1) ، وعندما يتحد مع الفلور (OF_2) يكون عدد تأكسده (+2) .

(6) عدد الأكسدة للهيدروجين في كل مركباته (+1) مثل NH_3 ، H_2O ما عدا

مركبات هيدريدات الفلزات مثل NaH ، BaH_2 فعدد أكسدته يساوي (-1) .

(7) عدد الأكسدة لمجموعة الأفلاء مثل Na ، K (المجموعة 1) هو (+1) في

جميع مركباتها .

(8) عدد الأكسدة لمجموعة القلويات الأرضية - المجموعة (2) مثل Ca و Mg

في جميع مركباتها هو (+2) .

- (٩) عدد الأكسدة للهالوجينات - المجموعة (٧) - في مركباتها الثنائية مثل HCl ،
 HF ، NaBr هو (١-).
 (١٠) عدد الأكسدة للكبريت - المجموعة (٦) - في مركباته الثنائية مثل H₂S ،
 FeS هو (٢-) باستثناء مركباته مع الأوكسجين والفلور .

مثال (١-٨) : ما عدد الأكسدة للكلور في أيون ClO_4^- ؟

- من القاعدة (٥) فإن عدد الأكسدة للأوكسجين هو (٢-) ولذلك مجموع أعداد
 الأكسدة لأربع ذرات أوكسجين هو (٢- × ٤) = ٨- .
 - بما أن الأيون يحمل شحنة (١-) فإن الكلور لا بد أن يحمل شحنة تساوي
 (س) بحيث : س + (٨-) = ١-
 س = ٧ + = ١ - ٨ +

مثال (٢-٨) : ما عدد أكسدة الكروم في مركب $(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7)$ ؟

- عدد الأكسدة للأوكسجين (٢-) - القاعدة (٥) - وبما أن هنالك سبعة
 ذرات أوكسجين يكون مجموع أعداد الأكسدة للأوكسجين يساوي (٧ ×
 (٢-) = -١٤ .
 - من القاعدة (٧) فإن عدد الأكسدة للبتاسيوم هو (١+) وبما أن لديه ذرتان
 بوتاسيوم يكون مجموع أعداد الأكسدة لهما يساوي (١+) × ٢ = ٢+ .
 - من القاعدة (ب) مجموع أعداد الأكسدة لجزء ثاني كرومات البوتاسيوم يجب
 أن يساوي صفراً لأنه متعادل وعليه إذا فرضنا أن عدد الأكسدة للكروم
 يساوي (س) ولدينا ذرتان من الكروم يكون مجموع أعداد الأكسدة لذرتي
 الكروم (٢ س) ولذلك :

$$٢س + (٢+) + (١٤-) = \text{صفر}$$

$$٢س + ٢ - ١٤ = \text{صفر}$$

$$٢س = ١٢ - \text{صفر}$$

$$١٢+ = ٢س$$

$$٦+ = س$$

∴ عدد الأكسدة لذرة الكروم هو (٦+) ، Cr^{6+} .

إن أعداد الأكسدة ليست شيئاً حقيقياً بالكامل ولكنها وسيلة مفيدة لفهم
 التفاعلات الكيميائية ؛ فكما ذكرنا نجد للعنصر الواحد أكثر من عدد أكسدة واحد
 كماً ونوعاً ، بل أحياناً نجد أن بعض أعداد الأكسدة تحمل كسوراً وليست كلها أعداد
 صحيحة .

مثال (٨-٣) : ما عدد الأكسدة لذرة الكبريت في المركب (Na₂S₄O₆) ؟
 - من القاعدتين رقم (٧) و (٥) نجد أن أعداد التأكسد لهذه الذرات كالآتي :
 Na (+١) ، O (-٢) وعليه نجد أن عدد الأكسدة للكبريت :

$$٦ \times (-٢) + ٢ \times (+١) + ٤ \text{ س} = \text{صفر}$$

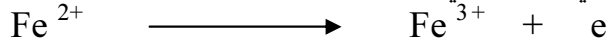
$$-١٢ + ٢ + ٤ \text{ س} = \text{صفر}$$

$$٤ \text{ س} = ١٠$$

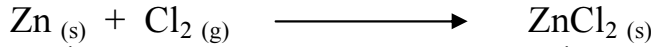
$$\therefore \text{س} = ٢,٥$$

ملحوظة : رغم أن عدد التأكسد في المثال أعلاه كسراً ، إلا أن عدد الالكترونات الكلية المفقودة من ذرات الكبريت الأربعة = ١٠ الكترونات (وهو عدد صحيح) .

بوسعنا أن نعرف الأكسدة والاختزال بدلالة اعداد الأكسدة كالآتي :
 " الأكسدة هي الزيادة في عدد الأكسدة " . فمثلاً :



نقول أن Fe²⁺ تأكسد إلى Fe³⁺ لزيادة عدد أكسدته من (+٢) إلى (+٣) .
 كذلك الاختزال هو " النقص في عدد الأكسدة " فمثلاً في التفاعل :



قل رقم الأكسدة للكلور من صفر (Cl₂) إلى (-١) أي تحول إلى مزيد من السالب فهو قد اختزل (عامل مؤكسد) ، بينما الزنك تحول من الصفر (Zn) إلى (+٢) فنقول أنه قد تأكسد . لزيادة عدد أكسدته فهو عامل مختزل .

ولذلك نلخص الأمر كالآتي :

(١) المادة التي تتأكسد تفقد إلكتروناتها ويزيد عدد الأكسدة فيها وتمثل العامل المختزل .

(٢) المادة الي تختزل تكتسب إلكترونات وينقص عدد الأكسدة فيها وتمثل العامل المؤكسد .

يزداد عدد الأكسدة - يقوى العامل المختزل

..... ، ٣- ، ١- ، صفر ، ١+ ، ٢+ ، ٣+ ،

يتناقص عدد الأكسدة - يقوى العامل المؤكسد

(٨-٢-٣) التمييز بين التكافؤ وعدد التأكسد :

المركبات الخمسة التالية هي مركبات للكربون . لاحظ أن الكربون يرتبط بأربعة روابط إسهامية في جميعها وعليه فإن تكافؤ الكربون أربعة في كل حالة .

CH_2Cl_2 (٣) كلوريد الميثيلين	CH_3Cl (٢) كلوريد الميثيل	CH_4 (١) الميثان
	CCl_4 (٥) رابع كلوريد الكربون	CHCl_3 (٤) الكلورفورم

ولقد سبق أن تعرفت على التكافؤ من قبل ونعيد هنا تعريف التكافؤ للمرجعة .

التكافؤ هو عدد الالكترونات التي تكتسبها أو تفقدها أو تشارك بها ذرة العنصر ذرة عنصر آخر لتصل إلى حالة الثبات الكيميائي المشابه لأقرب غاز نبيل . بمعنى آخر أن يكتمل مداره الخارجي إلى ثماني الكترونات .

إذا طبقنا الفقرتين (٦) و (٩) من القواعد السابقة والخاصة بحساب أعداد التأكسد للهيدروجين والهالوجينات يمكننا حساب عدد التأكسد للكربون في المركبات السابقة على النحو الآتي :

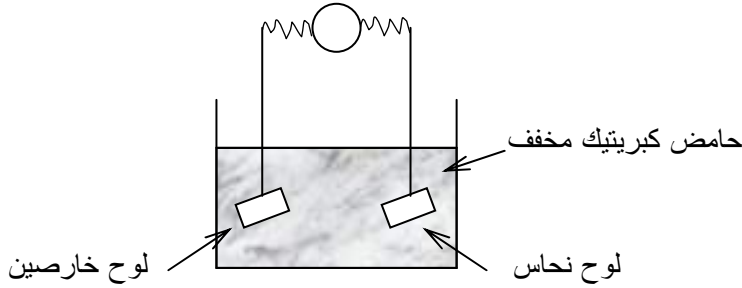
- (١) في الميثان عدد تأكسد الكربون يساوي (-٤) .
- (٢) في كلوريد الميثيل عدد تأكسد الكربون يساوي (-٢) .
- (٣) في كلوريد الميثيلين عدد تأكسد الكربون يساوي (صفرأ) .
- (٤) في الكلوروفورم عدد تأكسد الكربون يساوي (+٢) .
- (٥) في رابع كلوريد الكربون عدد تأكسد الكربون يساوي (+٤) .

(٨-٢-٤) الحصول على الطاقة الكهربائية من تفاعلات الأوكسدة والاختزال :

في هذا الجزء من الباب سوف نناقش كيف نستطيع أن نحصل على الطاقة الكهربائية نتيجة التفاعلات الكيميائية .

تجربة (٣) :

ضع حجماً مناسباً من حمض الكبريتيك المخفف في كأس متوسط الحجم واغمر فيه لوحين أحدهما من الخارصين والآخر من النحاس بحيث يكونان مفصولين عن بعضهما في الحامض .
قم بتوصيل اللوحين بمصباح كهربائي (لمبة) صغيرة أو بجهاز الفولتميتر مستعملاً سلكاً موصلاً للكهرباء ومشبكين من المعدن للإمساك بهما على اللوحين (انظر شكل (٨-١)).



شكل (٨-١) : الخلية الكهربائية .

- الآن أغلق الدائرة الكهربائية . ماذا تلاحظ ؟
- هل أضاء المصباح ؟ هل سجل الفولتميتر أي قراءة ؟ امسح لوح النحاس بمنشفة حيناً بعد آخر ولاحظ تأثير ذلك على إضاءة المصباح أو قراءة الفولتميتر .

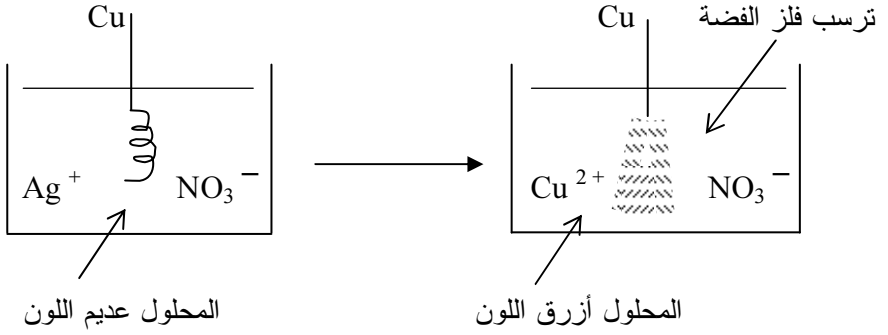
من هذا نستخلص الحقائق الآتية :

- (أ) أن طاقة كهربائية قد تولدت في منظومة الكأس والدليل على ذلك إضاءة المصباح وتسجيل الفولتميتر لقراءة أكثر من الصفر .
- (ب) تصاعد غاز حول لوح النحاس دليل على حدوث تفاعل كيميائي في هذه المنظومة .

هذه المنظومة تسمى الخلية الكهربائية وهي مثال لخلية فولتا التي ابتكرها العالم الإيطالي فولتا (١٨٠٠م) وهو أول من أثبت أنه يمكننا إنتاج الطاقة الكهربائية من التفاعلات الكيميائية .

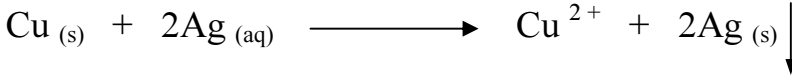
تجربة (٤) :

اغمس سلكاً من النحاس في كأس مملوء بمحلول نترات الفضة المائي .
بعد مضي بعض الوقت تشاهد أن الفضة بدأت تترسب على سلك النحاس
(مكونة ما يشبه الشجرة) ، وأن النحاس بدأ يذوب في المحلول وبدأ لون المحلول
يتغير إلى الأزرق (شكل ٨-٢) .



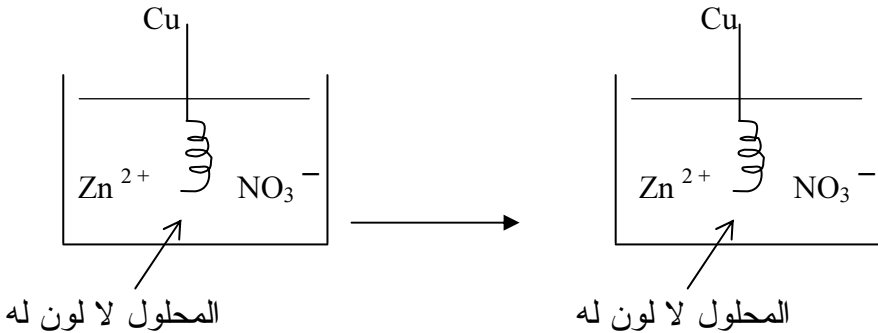
شكل (٨-٢) : تفاعل النحاس مع محلول نترات الفضة المائي .

يمكننا كتابة معادلة هذا التفاعل كالآتي :



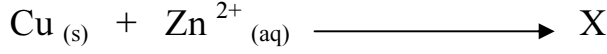
تجربة (٥) :

اغمس سلك النحاس في كأس مملوء بمحلول نترات الزنك كما في
الشكل (٨-٣) .



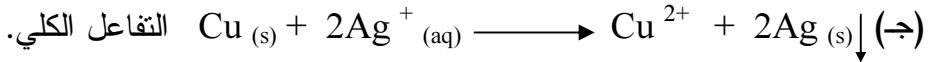
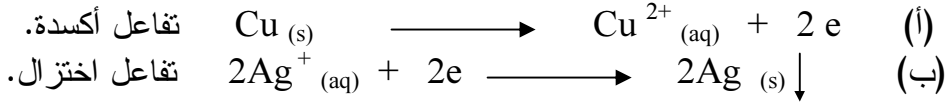
شكل (٨-٣) : تفاعل النحاس مع محلول نترات الزنك .

ونلخص المشاهدة في أنه لا يحدث تفاعل بين النحاس ومحلول نترات الخارصين .



من هاتين المشاهدين يمكننا أن نستنتج أن فلز الفضة له " ميول " أكثر لاستقبال الإلكترونات من النحاس ولذلك أزاح النحاس من مركباته ، أي أن اختزال الفضة أسهل من اختزال النحاس . أما الخارصين فهو أكثر صعوبة في تقبله للإلكترونات من النحاس ولذلك لم يستطع النحاس إزاحته من مركباته - أي اختزاله . أي أن اختزال النحاس أسهل من اختزال الخارصين .

التفاعل بين النحاس ونترات الفضة يمكننا كتابته على النحو التالي :



المعادلة (أ) تسمى نصف التفاعل (الأكسدة) والمعادلة (ب) تسمى نصف التفاعل (الاختزال) .
أي يمكننا أن ننصف التفاعل الكلي (ج) باعتباره حاصل جمع لنصفي تفاعل (أ) و (ب) .

تعتبر طريقة نصف التفاعل طريقة مفيدة لوزن معادلات الأكسدة والاختزال ولا بد من التأكد أن عدد الإلكترونات المفقودة في نصف التفاعل (الأكسدة) تساوي تماماً عدد الإلكترونات المكتسبة في نصف التفاعل (الاختزال) وذلك بضرب المعادلتين أو إحداهما في المعاملات المناسبة إن دعت الضرورة لذلك كما في المثال السابق .

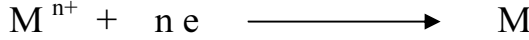
إن ميول الذرة لاكتساب الإلكترون يقاس بقيمة الإلفة الإلكترونية بينما ميول الذرة لفقدان إلكترون يقاس بقيمة طاقة التأين لتلك الذرة . هذان المقياسان يصلحان في حالة أن تكون الذرات في الحالة الغازية .
أما عند وجود الذرات في المحاليل فإن المقياس هو ما نسميه بجهد القطب .

(٣-٨) جهد القطب (Electrode potential) :

عندما يغمس قضيب من الفلز (M) في محلول أحد مركباته - أي يحتوي المحلول على أيونات الفلز (M^{n+}) - يسمى القضيب بالقطب (electrode) . والمنظومة التي تتكون من القطب ومحلول احد مركبات الفلز الذي يكون مادة هذا القطب تسمى خلية النصف (half - cell) . انظر شكل (٤-٨) .

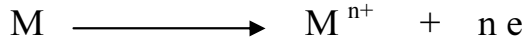
في هذه الحالة هنالك ثلاث تفاعلات محتملة :

- (١) أن تصطدم أيونات الفلز في المحلول بالقطب دون أن يحدث لها أي تأثير . أي لا تتفاعل .
- (٢) أن تصطدم أيونات الفلز في المحلول بالقطب وتكتسب الكترونات لتتحول إلى ذرة الفلز .

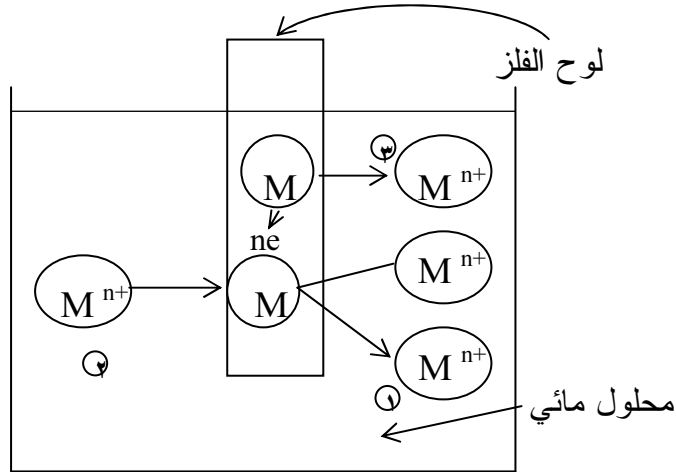


أي تحدث عملية اختزال لأيون الفلز عند القطب وتتكون شحنة موجبة على القطب .

- (٣) أن تفقد ذرة من القطب الكترونات وتدخل المحلول كأيون M^{n+} .



أي يتأكسد الفلز وتتكون شحنة سالبة على القطب .



شكل (٤-٨) : خلية النصف .

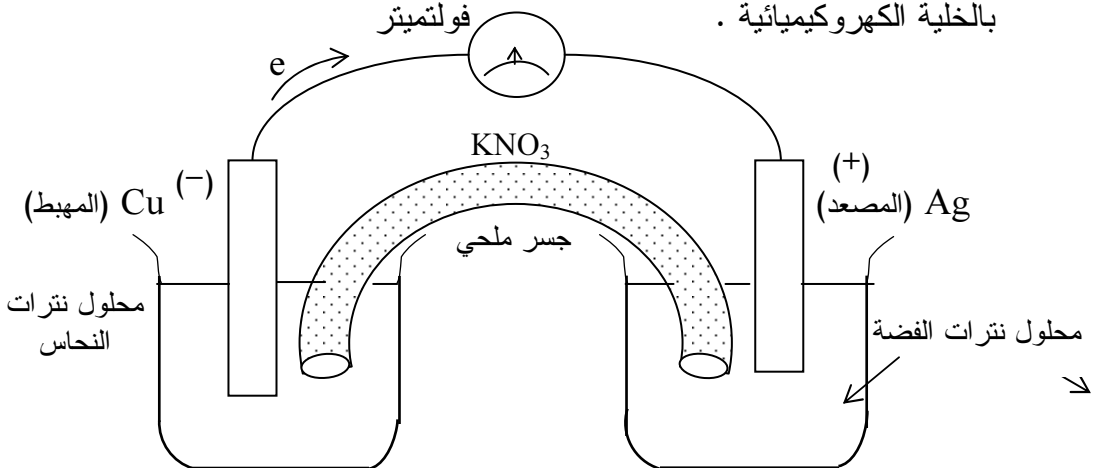
النتيجة أن هناك قطباً اكتسب شحنة سالبة بينما محلوله اكتسب شحنة موجبة مثل لوح خارصين مغمور في محلول مخفف من كبريتات الخارصين . بينما في حالة النحاس في محلول كبريتات النحاس يصبح لوح النحاس موجباً ومحلوله سالب الشحنة . أي عكس الذي يحدث في حالة لوح الخارصين .

من الواضح أن وجود تركيز لشحنتين إحداهما موجبة والأخرى سالبة داخل المنظومة يولد فرق جهد بينهما - أي بين القطب ومحلوله يسمى جهد القطب . لقد اصطلح العلماء على أن يكون جهد القطب سالباً إذا كان الفلز سهل التأكسد مثل الخارصين وعناصر مجموعة الألقاء والماغنيزيوم والحديد ، كما يكون جهد القطب موجباً إذا كان الفلز صعب التأكسد مثل فلزات النحاس والفضة والبلاتين والذهب .

لقد اتفق على تسمية القطب الذي تخرج منه الالكترونات وتتم عند سطحه أكسدة الأيونات السالبة بالمهبط (Cathode) ، بينما يسمى القطب الذي تدخل فيه الالكترونات بالمصعد (Anode). وتتم عند سطحه عملية اختزال الأيونات الموجبة. لقياس فرق الجهد نصل خليتي نصف مع بعضهما مع التأكد أن القطبين والمحلولين قد تم توصيلهما لبعضهما البعض بحيث نحصل على دائرة كاملة يمكن للشحنات أن تسري عبرها لنحصل على تيار كهربائي مباشر .

يوصل القطبان بسلك من مادة جيدة التوصيل للكهرباء والمحلولين عبر غشاء نفاذ أو جسر من الملح عبارة عن محلول مركز لأحد الاكترولنات القوية (محلول موصل للكهرباء) .

إن المنظومة المكونة من خليتي النصف الموصلتين بهذه الطريقة تسمى بالخلية الكهروكيميائية .



شكل (٨-٥) : الخلية الكهروكيميائية .

(١-٣-٨) جهود الأقطاب القياسية للعناصر :

لكل عنصر جهده الخاص كما أوضحنا يميزه عن بقية العناصر . و الفرق الجهد الذي ينشأ بين فلزين ناتج من اختلاف جهديهما .

إنَّ قياس جهد القطب عند درجة حرارة ٢٥°م وعندما يكون تركيز محلوله واحد مول/ديسم^٣ وضغط جوي يساوي ضغط جوي واحد للمواد الغازية وإذا كانت المواد صلبة فتكون المادة في أكثر صورها ثباتاً . قياس جهد القطب عند هذه الظروف يسمى جهد القطب القياسي .

لقد اصطلح أن يكون جهد قطب غاز الهيدروجين تحت هذه الظروف أي جهد قطب الهيدروجين القياسي يساوي صفراً ويستخدم في المقارنة كمرجع يقاس عليه جهود أقطاب العناصر الأخرى في هذه الظروف القياسية .

قطب الهيدروجين :

يتكون قطب الهيدروجين من قطعة من البلاتين مغمورة في محلول حمض (HCl) بدرجة تركيز مقدارها مول / ديسم^٣ محاطاً بسطحها بغاز الهيدروجين تحت ضغط غاز يساوي واحد وضغط جوي . يتميز البلاتين بمقدرته على امتزاز غاز الهيدروجين على سطحه ليتم تأكسد الهيدروجين بموجب تفاعل النصف التالي :

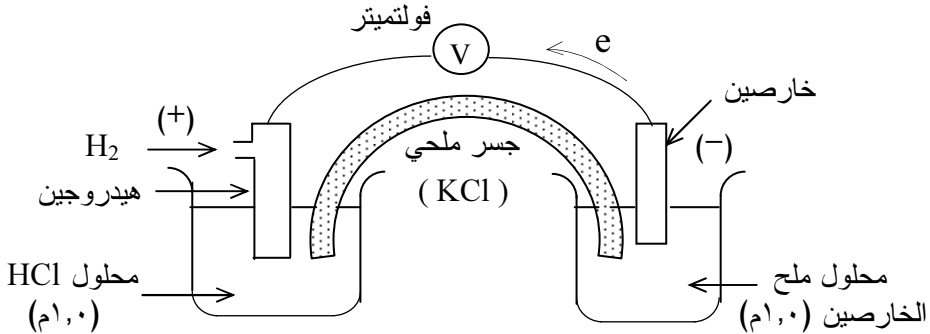


قياس جهد القطب القياسي للعناصر الأخرى :

بنفس الطريقة التي اتبعناها بتوصيل نصفي الخلية تكون نصف الخلية عبارة عن قطب الهيدروجين كما أوضحنا سابقاً ، ونصف الخلية الأخرى عبارة عن قطب العنصر المراد تعيين جهده القياسي .

قياس الجهد القياسي للخارصين :

وصل نصف الخلية للخارصين بنصف الخلية للهيدروجين كما في الشكل (٦-٨) .



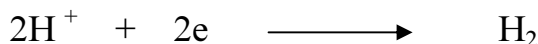
شكل (٦-٨) : قياس الجهد القياسي للخارصين .

تعلق الدائرة الكهربائية ونقرأ فرق الجهد بين القطبين بواسطة الفولتميتر ونجده ٠,٧٦ فولت .

تسري الالكترونات من قطب الخارصين إلى قطب الهيدروجين نتيجة لتأكسد الخارصين وفقاً للمعادلة :



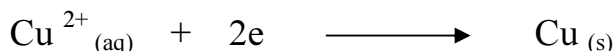
وهذا يعني كما أسلفنا أن قطب الخارصين أصبح سالباً ومحلولة موجباً نسبة لدخول أيونات الخارصين الموجبة (Zn^{2+}) إلى المحلول .
عند قطب الهيدروجين تختزل أيونات الهيدروجين الموجبة إلى ذرات الهيدروجين ومن ثم جزيئات الهيدروجين .



حيث تلتقط أيونات الهيدروجين الالكترونات الواصلة إلى قطب الهيدروجين من قطب الخارصين .

بما أن قطب الخارصين أكثر سالبية فإن جهد قطبه القياسي هو - ٠,٧٦ فولت .

إذا أبدلنا النحاس مكان الخارصين فإننا نجد أن الالكترونات تسري في الاتجاه المعاكس أي من قطب الهيدروجين إلى قطب النحاس .



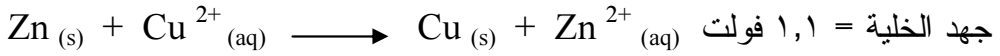
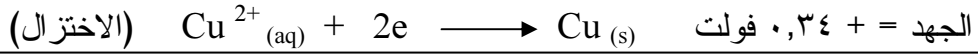
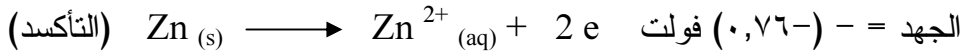
حيث تختزل أيونات النحاس في المحلول إلى ذرات النحاس وتترسب على قطب النحاس .

من قراءة الفولتميتر نجد أن فرق الجهد يساوي ٠,٣٤ فولت . وبما أن التيار يسري في الاتجاه المعاكس لذا فإن فرق الجهد يحمل علامة الموجب أي + ٠,٣٤ فولت . وهذا يعني أن أكسدة الهيدروجين أسهل من أكسدة النحاس . ونستنتج من المقارنة بين الخارصين والنحاس أن الخارصين يتأكسد بسهولة أكثر من النحاس .

وهذا يمكننا من الحصول على الجهود الأساسية للعناصر المختلفة ولقد ألحقنا بعضها في القائمة الموضحة في الجدول (١) مرتبة فيها قيم الجهود الأساسية من الأصغر (أكثر سالبية) في أعلى القائمة إلى أكبرها (أكثرها موجبية) في أسفل القائمة .

ماذا يحدث لو وصلنا نصف الخلية للنحاس مع نصف الخلية للخارصين ؟
في أي اتجاه يسري التيار ؟ وما فرق الجهد لهذه الخلية الكهروكيميائية ؟

مما سبق يتضح أن الخارصين يتأكسد أسهل من النحاس وعليه يكون
نصفي التفاعل كما يلي :



للحصول على التفاعل الكلي نجمع المعادلتين ، وللحصول على فرق الجهد
نجمع فرقي الجهدين مع ملاحظة وضع علامة سالبة أمام الخارصين لأن (-0,76)
فولت هو جهد القطب في حالة الاختزال والوضع الآن وضع أكسدة ولذلك وجب
عكس علامة جهد القطب لأن جهد الخلية يحسب كالتالي :
جهد الخلية = جهد اختزال النحاس - جهد أكسدة الخارصين

وقد تمكن العلماء من حساب جهد القطب الأساسي لعدد من العناصر
ووضعت في جدول سمي بالسلسلة الكهروكيميائية .

(٨-٣-٢) السلسلة الكهروكيميائية :

العنصر	جهد القطب الأساسي بالفولت
الليثيوم	- ٣,٠٥
البوتاسيوم	- ٢,٩٢
الباريوم	- ٢,٩
الكالسيوم	- ٢,٧٦
الصوديوم	- ٢,٧١
المغنيزيوم	- ٢,٣٨
الألومنيوم	- ١,٧٦
المنجنيز	- ١,٠٥
الخارصين	- ٠,٧٦
الكروم	- ٠,٥٦
الحديد	- ٠,٤٤

العنصر	جهد القطب الأساسي بالفولت
الكوبلت	- ٠,٢٨
النكل	- ٠,٢٣
القصدير	- ٠,١٤
الرصاص	- ٠,١٢
الهيدروجين	صفر
اليزموت	+ ٠,٢٢
النحاس	+ ٠,٣٤
الفضة	+ ٠,٧٩
الزئبق	+ ٠,٧٩
البلاديوم	+ ٠,٨٢
الذهب	+ ١,٤٢
اليود	+ ٠,٥٤
البروم	+ ١,٠٦
الكلور	+ ١,٣٦
الفلور	+ ٢,٨٥

(٨-٣-٣) بعض الحقائق عن السلسلة الكهروكيميائية :

نستطيع أن نستنتج كثيراً من خواص العناصر وتفاعلاتها من السلسلة الكهروكيميائية . كما أن الخواص الكيميائية للعناصر تتطابق إلى حد كبير مع ترتيبها في هذه السلسلة . كما يمكننا أن نستنتج بوضوح قابلية أي عنصرين للتفاعل بناء على وضعهما النسبي في السلسلة . عموماً يمكننا أن نورد الحقائق الآتية عن السلسلة الكهروكيميائية :

- (١) العناصر التي في أول السلسلة عناصر مختزلة قوية بينما العناصر التي في آخرها عناصر مؤكسدة قوية .
- (٢) الفلزات التي في أعلى السلسلة تتصف بشدة نشاطها الكيميائي بينما يتناقص هذا النشاط كلما اتجهنا أسفل السلسلة . فنجد عناصر الأقلية ذات النشاط الكيميائي الفعال في أعلى السلسلة بينما نجد الفلزات التي توصف بالخمول مثل الذهب والفضة والنحاس في أسفل السلسلة .
- (٣) كلما كان البعد بين أي عنصرين في الجدول كبيراً ازداد ثبات المركب الذي يتكون نتيجة تفاعلها مع بعضهما .

- (٤) تزيح الفلزات التي تقع فوق الهيدروجين في السلسلة غاز الهيدروجين من الأحماض المحتوية عليه : $Zn + 2HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2$
- (٥) يمكن للفلزات التي تقع في أعلى الجدول أن تزيح الفلزات التي تليها في الترتيب من مركباتها : $Zn + 2AgNO_3 \longrightarrow Zn(NO_3)_2 + 2Ag$
- (٦) يمكن تأليف خلايا كهربائية من كل عنصرين يكون فرق الجهد بينهما مناسباً وعندئذٍ يصبح العنصر ذو الجهد السالب قطباً سالباً والعنصر ذو الجهد الموجب قطباً موجباً للخلية .

(٤-٨) الخلايا الكهربائية :

لقد عرفنا من نقاشنا السابق أنه يمكننا الحصول على الطاقة الكهربائية نتيجة تفاعلات الأكسدة والاختزال . ونحصل على تيار كهربائي مباشر من الخلايا الكهروكيميائية التي تعرضنا لها حتى الآن .
تنقسم الخلايا الكهروكيميائية إلى قسمين :

(أ) الخلايا الأولية .
(ب) الخلايا الثانوية .

(أ) الخلايا الأولية :

في هذه الخلايا يتم إنتاج الطاقة الكهربائية مباشرة من التغيير الكيميائي ويجب استبدال المواد المكونة لها بعد استهلاك ما بها من الطاقة الكهربائية - أي لا يمكن شحنها مرة أخرى . وهذه مثل حجارة البطارية الجافة المستعملة في الحياة اليومية بكثرة .

(ب) الخلايا الثانوية :

هذه الخلايا تنتج الطاقة الكهربائية التي تم تخزينها سابقاً في شكل طاقة كيميائية نتيجة إحداث تفاعل كيميائي بين محتويات الخلية نتيجة إمرار تيار كهربائي .

يطلق على الخلايا الثانوية أحياناً اسم المدخرات أو البطاريات أو المراكم . إن الاختلاف الأساسي بين الخلايا الأولية والثانوية يكمن في أنه يمكننا إعادة المواد الكيميائية في الخلية الثانوية بعد استهلاك طاقتها الكهربائية إلى حالتها الأولى وذلك بشحنها بالكهرباء التي تعمل على عكس تفاعل الأكسدة والاختزال في الخلية .

(٥-٨) التحليل الكهربى (Electrolysis) :

علمنا في ما سبق كيف نستطيع الحصول على الطاقة الكهربائية من التفاعلات الكيميائية . في الصفحات التالية سوف نعرف كيف تحدث التغيرات الكيميائية نتيجة إمرار التيار الكهربى من خلال محاليل أو مصهورات المواد المختلفة . وتعرف هذه العملية بعملية التحليل الكهربائى .

(١-٥-٨) تصنيف السوائل من حيث مقدرتها على التوصيل الكهربائى :

إذا اختبرت عدة سوائل نجد أنها تختلف اختلافاً كبيراً في توصيلها للكهرباء وعموماً يمكن أن نصنف السوائل في هذا الإطار على النحو الآتى :

١. سوائل توصل التيار الكهربائى جيداً دون أن يحدث فيها أي تغيير كيميائى مثل عنصر الزئبق .

٢. سوائل توصل التيار الكهربائى ويصحب ذلك تغيير كيميائى مثل محاليل الأملاح والأحماض والقلويات ومصهوراتها . وتسمى هذه المحاليل بالالكتروليتات (electrolytes) وهي الكتروليتات قوية .

٣. سوائل توصيل التيار الكهربائى بقدر ضئيل ويكون مصحوباً بالتغيير الكيميائى مثل محاليل حمض الخليك وحمض الكربونيك وهايدروكسيد الأمونيوم ومحاليل الأحماض العضوية والماء المقطر وهي توصف بأنها الكتروليتات ضعيفة .

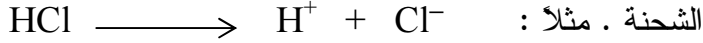
٤. سوائل لا توصل التيار الكهربائى كالبنزين والكحول والكلوروفورم وتسمى بالمحاليل غير الالكتروليتية أو (اللاالكتروليتات) .

(٢-٥-٨) النظرية الأيونية :

لماذا تحدث تغييرات كيميائية عند إمرار التيار الكهربائى عبر المحاليل الالكتروليتية في عملية التحليل الكهربائى ؟

للإجابة عن هذا السؤال وضع العالم أرهينيوس (١٨٨٠م) نظرية عرفت بعد ذلك باسمه ونوجزها في النقاط الآتية :

(١) تتفكك محاليل أو مصهورات المواد الالكتروليتية إلى أيونات موجبة وسالبة



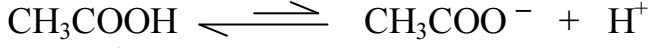
(٢) عدد الشحنات على الأيون تساوي تكافؤه مثلاً Na^+ أحادي التكافؤ بينما Ca^{2+} و SO_4^{2-} ثنائية التكافؤ .

(٣) المجموع الجبري للشحنات الموجبة والسالبة لجزئ المادة الالكتروليتية يساوي صفراً مثل Cu^{2+} و SO_4^{2-} في CuSO_4 .

(٤) تعزى مقدرة المحاليل الالكتروليتية القوية لتوصيل الكهرباء لدرجة تأينها العالية في محاليلها المائية . مثلاً كلوريد الصوديوم يتأين بالكامل في المحلول

ولا نجد جزئيات NaCl حرة في هذه المحاليل .

٥) يعزى ضعف توصيل المواد الالكتروليتيية الضعيفة للتيار الكهربائي لتأينها الجزئي . أي معظم جزيئاتها لا يتفكك في المحلول مثلاً :



ففي كل ألف جزئي من حمض الخليك تتفكك ثلاثة فقط .

٦) جزيئات المواد غير الالكتروليتيية لا تتأين أبداً ولذلك ليست لها المقدرة على توصيل التيار الكهربائي .

٧) عند إمرار التيار الكهربائي تتجه الأيونات الموجبة نحو المهبط والأيونات السالبة نحو المصعد .

(٨-٥-٣) الأولوية في تفريغ الشحنات المتشابهة :

في بعض عمليات التحليل الكهربائي نجد أكثر من نوع من الأيونات ذات الشحنة الواحدة في المحلول مثل (H^+) و (Na^+) و (OH^-) و (SO_4^{2-}) فأبي الأيونين يتمكن من تفريغ شحنته قبل الآخر ؟ هنالك معياران لذلك :

١- الوضع في السلسلة الكهروكيميائية .
٢- التركيز .

١) الوضع في السلسلة الكهروكيميائية :

(١- أ) : بالنسبة للأيونات الموجبة فإن أيون موجب لعنصر ما في السلسلة الكهروكيميائية يمكنه أن يفرغ شحنته عند المهبط قبل أيون العنصر الذي يسبقه .

K^+	OH^-	تتجه نحو المصعد \longrightarrow
Na^+	I^-	
Ca^{2+}	Br^-	
Mg^{2+}	Cl^-	
Zn^{2+}	NO_3^-	
Fe^{2+}	SO_4^{2-}	
Pb^{2+}		
H^+		
Cu^+		
Ag^+		

تتجه نحو المهبط
 \longleftarrow

فمثلاً يحتوي محلول الصودا الكاوية (NaOH) على أيوني (H⁺) و (Na⁺) ويتجه كلاهما نحو المهبط غير أن أيون (H⁺) يتعادل قبل أيون (Na⁺) مكوناً غاز الهيدروجين بينما يظل (Na⁺) حراً في المحلول .

(١-ب) : بالنسبة للأيونات السالبة فإن أي أيون سالب لعنصر ما في السلسلة الكهروكيميائية يمكنه أن يفرغ شحنته السالبة عند المصعد قبل أيون العنصر الذي يليه في الترتيب فمثلاً يحتوي محلول كبريتات النحاس في الماء على مجموعة (SO₄²⁻) و (OH⁻) من الماء ويتجه كلاهما نحو المصعد ، غير أن مجموعة الهيدروكسيل (OH⁻) تفرغ شحنتها أولاً بينما تظل مجموعة الكبريتات حرة في المحلول .

(٢) التركيز :

كلما زاد تركيز أيون معين داخل المحلول زاد احتمال تفرغه لشحنته قبل أيون آخر يشاركه نوع الشحنة وأقل منه تركيزاً وإن كان يسبقه الأخير في الترتيب في السلسلة الكهروكيميائية .

ففي مثال تحليل حمض الهيدروكلوريك المركز تكون غاز الكلور نتيجة لإفراغ أيون الكلوريد (Cl⁻) لشحنته قبل أيونات الهيدروكسيد (OH⁻) الناتجة من تحلل الماء نسبة لقلّة تركيز (OH⁻) في المحلول بالرغم من أن مجموعة الهيدروكسيد تسبق (Cl⁻) في السلسلة الكهروكيميائية .

(٨-٥-٤) أمثلة على التحليل الكهربائي وتفسيرها بالنظرية الأيونية :

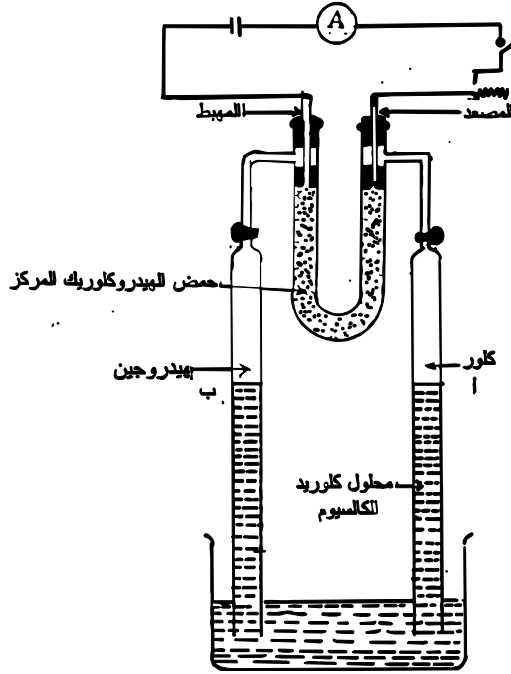
تجربة رقم (١) : تحليل محلول حمض الهيدروكلوريك المركز :

استخدم الجهاز الموضح في الشكل (٨-٧) . صب في الجهاز حجماً مناسباً من حمض الهيدروكلوريك المركز في الأنبوبة ذات الشعبتين وأملأ الأنبوبتين (أ) و(ب) بمحلول مركز من ملح كلوريد الكالسيوم إذ أن نواتج التحليل الكهربائي لحمض الهيدروكلوريك المركز لا تذوب فيه . عند إغلاق الدائرة الكهربائية يتصاعد غاز الكلور عند المصعد وغاز الهيدروجين عند المهبط حيث يدفعان بمحلول كلوريد الكالسيوم إلى أسفل .

تفسير المشاهدات على ضوء النظرية الأيونية :

حمض الهيدروكلوريك الكتروليت قوى لتأينه الكامل .





شكل (٧-٨) : جهاز تحليل محلول حمض الهيدروكلوريك المركز .

عند إمرار التيار الكهربائي تتجه أيونات الهيدروجين الموجبة نحو المهبط وتتبادل مكونة الهيدروجين كما تتجه أيونات الكلور السالبة نحو المصعد لتتأكسد مكونة غاز الكلور .

المصعد	المهبط
$\text{Cl}^- - e \longrightarrow \text{Cl}$ أيون ذرة متعادلة	$\text{H}^+ + e \longrightarrow \text{H}$ أيون ذرة متعادلة
$\text{Cl} + \text{Cl} \longrightarrow \text{Cl}_2$ جزئ كلور	$\text{H} + \text{H} \longrightarrow \text{H}_2$ جزئ هيدروجين

النتيجة : يتكون حجم واحد من غاز الهيدروجين عند المهبط وحجم واحد من غاز الكلور عند المصعد .

تجربة رقم (٢) : تحليل محلول ملح الطعام (NaCl) باستعمال مصعد من الكربون ومهبط من الكربون أو البلاتين :

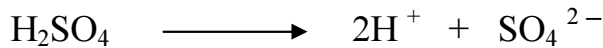
عند إمرار التيار الكهربائي تتجه أيونات الصوديوم من الملح والهيدروجين من الماء نحو المهبط وأيونات الكلوريد من الملح ومجموعة الهيدروكسيد من الماء نحو المصعد ونلخص هذه العمليات في الجدول التالي :

المصعد	المهبط
SO_4^{2-} , OH^- يتجهان إلى المصعد - يفرغ أيون الكلوريد شحنته لوحدة قبل مجموعة الهيدروكسيد لتركيزه الأعلى في المحلول . $\text{Cl}^- - e \longrightarrow \text{Cl}$ $\text{Cl} + \text{Cl} \longrightarrow \text{Cl}_2$ النتيجة : يتكون حجم واحد من غاز الكلور .	Na^+ , H^+ يتجهان إلى المهبط - يختزل أيون الهيدروجين فقط حسب الوضع في السلسلة الكهروكيميائية . $\text{H}^+ + e \longrightarrow \text{H}$ $\text{H} + \text{H} \longrightarrow \text{H}_2$ النتيجة : يتكون حجم واحد من غاز الهيدروجين .

(٨-٥-٥) تحليل محلول حمض الكبريت المخفف (الماء المحمض)

باستخدام ساريتين من البلاتين :

في هذه التجربة تكون التفاعلات الكيميائية على النحو الآتي : حمض الكبريت (VI) يتأين بالكامل :



ويتأين الماء جزئياً



ونلخص ما يحدث بالخلية في الجدول الآتي :

المصعد	المهبط
SO_4^{2-} , OH^- تتأكسد مجموعة الهيدروكسيد نسبة لموضعها في السلسلة الكهروكيميائية : $\text{OH}^- - e \longrightarrow \text{OH}$ $\text{OH} + \text{OH} \longrightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{O}$ $\text{O} + \text{O} \longrightarrow \text{O}_2$ أي تتفاعل مجموعات الهيدروكسيد لتكوين الماء وغاز الأوكسجين . النتيجة : يتكون حجم واحد من غاز الأوكسجين .	H^+ , H^+ تتجه أيونات نحو المهبط وتتعادل : $\text{H}^+ + e \longrightarrow \text{H}$ $\text{H} + \text{H} \longrightarrow \text{H}_2$ النتيجة : يتكون حجمان من غاز الهيدروجين عند المهبط .

(٦-٨) الفوائد العملية للتحليل الكهربائي :

يستخدم التحليل الكهربائي كثيراً نذكر منها الآتي :

(١) تنقية الفلزات من الشوائب :

ينقى فلز النحاس مثلاً من الشوائب المختلطة به يجعل النحاس الخام مصعداً ويعمل لوح من النحاس النقي مهبطاً ويكون الالكتروليت محلولاً لإحدى أملاح النحاس - كبريتات النحاس مثلاً .

عند إغلاق الدائرة الكهربائية تتجه أيونات النحاس الموجبة نحو المهبط، تكتسب الكترونات لمعادلة شحنتها الموجبة وتترسب في شكل نحاس نقي على قطب النحاس النقي .

(٢) الطلاء بالكهرباء :

تستخدم عملية الطلاء بالكهرباء لتغطية أسطح بعض الفلزات بطبقة رقيقة من فلز آخر له ميزات معينة مثل الذهب والبلاتين والفضة والنيكل والكروم . ولعلك شاهدت كثيراً من ذلك مثل طلاء الساعات بالذهب أو المقاعد بالنيكل وذلك لأن هذه الفلزات أقل تأثراً بالرطوبة من فلز الحديد الذي يصدأ (يتأكسد) بسهولة في الأجواء الرطبة كما تشاهد أيضاً أن الأواني المنزلية هي الأخرى يتم طلاؤها بأنواع مختلفة من الفلزات .

في عملية الطلاء بالكهرباء يجعل الفلز الذي يراد طلاؤه مهبطاً والفلز الذي يراد الطلاء به مصعداً . ويكون المحلول الالكتروليتي محلولاً لأحد أملاح الفلز الذي يراد الطلاء به .

(٧-٨) الاعتبارات الكمية لعملية التحليل الكهربائي :

(١-٧-٨) قانونا فاراداي للتحليل الكهربائي :

(١) علاقة كتلة المادة الناتجة من التحليل الكهربائي بكمية الكهرباء المستخدمة :

إذا وضعنا محلول كبريتات النحاس (II) كمحلول الكتروليتي في خلية التحليل الكهربائي وأمرنا تياراً كهربائياً معلوم الشدة لمدة زمنية معينة ، فإن النحاس سوف يترسب عند المهبط .

لو ضاعفنا كمية الكهرباء نجد أن كمية النحاس المترسبة قد تضاعفت . نفس الشيء سوف يحدث لو استخدمنا محلول نترات النحاس ، كما سوف يحدث نفس الشيء عند حصولنا على غاز الهيدروجين من محاليل حامض الكبريت (VI) والصودا الكاوية - أي تتضاعف كمية الهيدروجين المتصاعد إذا ضاعفنا كمية الكهرباء .

حساب كمية الكهرباء :

تحسب كمية الكهرباء بالكولوم (Coulomb). والكولوم هو كمية الكهرباء التي تمر خلال موصل عندما يمر تيار كهربائي شدته واحد أمبير لمدة ثانية واحدة.

$$\text{كمية الكهرباء} = \text{شدة التيار} \times \text{الزمن}$$
$$ك = ت \times ن$$

حيث (ك) هي كمية الكهرباء بالكولوم ، (ت) هي شدة التيار بالأمبير ، و (ن) هي الزمن بالثانية .
حقيقة أن كتلة المادة الناتجة في التحليل الكهربائي تزيد كلما زادت كمية الكهرباء يعبر عنها قانون يسمى القانون الأول لفاراداي ، وهو عالم عاش بين عامي 1791م و 1867م . وينص هذا القانون على الآتي :

إن كتلة المادة الناتجة أثناء التحليل الكهربائي يتناسب تناسباً طردياً مع كمية الكهرباء التي تمر في المحلول .

(٢) علاقة كتلة المادة المتكونة بالكتلة المكافئة للمواد :

إذا جهزنا ثلاث خلايا للتحليل الكهربائي ووضعنا فيها محاليل لنترات الفضة وكبريتات النحاس (II) وحمض الكبريت (VI) المخفف وأمرنا في كل منها تياراً كهربائياً شدته واحدة لزمان موحد - أي أمرنا كمية كهرباء متساوية في كل هذه المحاليل نجد أن فلز الفضة وفلز النحاس والهيدروجين سوف تنتج عند المهابط لهذه الخلايا .

إذا واصنا التحليل الكهربائي حتى تكون جرام واحد من الهيدروجين ثم أوقفنا عملية التحليل الكهربائي في الخلايا الثلاثة ثم قمنا بوزن الفضة والنحاس المتكونين ، نجد أن كتلة الفضة 10.8 جرامات وكتلة النحاس 31.8 جراماً .

$$\frac{\text{الكتلة الجزيئية للعنصر}}{\text{تكافؤ العنصر}} = \text{الكتلة المكافئة للعنصر}$$

المكافئ الكهروكيميائي :

يعرف المكافئ الكهروكيميائي بأنه هو : " كتلة المادة التي تنتجها كمية من الكهرباء مقدارها كولوم واحد " . ويختلف المكافئ الكهروكيميائي من عنصر لآخر . فمثلاً للفضة مقداره ٠,٠٠١١٢ جم .

لكي نرسب الكتلة المكافئة للفضة نحتاج إلى كمية من الكهرباء تساوي

$$= \frac{1.08}{0.00112} = 96428,57 \text{ كولوم} .$$

تسمى كمية الكهرباء التي تنتج كتلة مكافئة واحدة من المادة بالفارادي وتقرّب هذه الكمية إلى ٩٦٥٠٠ كولوم . أي :

$$\text{واحد فارادي} = 96500 \text{ كولوم}$$

القانون الثاني لفارادي :

يلخص القانون الثاني لفارادي العلاقة بين كمية الكهرباء والكتلة المكافئة للعناصر .

إن كتل المواد المختلفة الناتجة أثناء التحليل الكهربائي بنفس كمية الكهرباء تتناسب تناسباً طردياً مع كتلتها المكافئة .

ويمكننا أن نعبر رياضياً عن هذا القانون كما يلي :

$$\frac{\text{كتلة العنصر (أ) الناتجة بكمية معينة من الكهرباء}}{\text{كتلة العنصر (ب) الناتجة بنفس كمية الكهرباء}} = \frac{\text{الكتلة المكافئة للعنصر (أ)}}{\text{الكتلة المكافئة للعنصر (ب)}}$$

ويتضح من هذه العلاقة أنه يمكننا إيجاد الكتل المكافئة لبعض العناصر .

(٨-٧-٢) تطبيقات على قانون فارادي :

إذا ترسب (و) جراماً من عنصر كتلته الذرية (ذ) وتكافؤه (ف) بكمية من الكهرباء مقدارها (ك) كولوم يمكننا أن نحسب المكافئ الكهروكيميائي لهذا العنصر كما يلي :

بما أن واحد فارادي ينتج واحد مكافئ جرامي للعنصر فإن :

$$(١) \text{ كتلة العنصر الناتج بالجرامات (و)} = \text{كمية الكهرباء (بالفارادي)} \times \text{المكافئ الجرامي للعنصر}$$

$$(٢) \quad \frac{\text{كمية الكهرباء بالكولوم}}{٩٦٥٠٠} = \text{ولكن كمية الكهرباء بالفاراداي} = \frac{\text{ك}}{٩٦٥٠٠} =$$

حيث ك كمية الكهرباء بالكولوم.

$$(٣) \quad \frac{\text{ذ}}{\text{ف}} = \frac{\text{الكتلة الذرية للعنصر}}{\text{تكافؤ العنصر}} = \text{المكافئ الجرامي للعنصر}$$

إذا عوضنا المعادلتين (٢) و (٣) في المعادلة (١) فإن :

$$(٤) \quad \frac{\text{ذ}}{\text{ف}} \times \frac{\text{ك}}{٩٦٥٠٠} = \text{بالجرامات (و) الناتج}$$

وبما أن كمية الكهرباء هي بالكولوم = شدة التيار × الزمن

$$(٥) \quad \text{أي ك} = \text{ت} \times \text{ن}$$

وقمنا بتعويض المعادلة (٥) في المعادلة (٤) فنجد أن :

$$(٦) \quad \frac{\text{ذ}}{\text{ف}} \times \frac{\text{ت} \times \text{ن}}{٩٦٥٠٠} = \text{بالجرامات (و) الناتج}$$

$$\frac{\text{الكتلة المكافئة الجرامية}}{٩٦٥٠٠} = \text{بما أن المكافئ الكهروكيميائي (هـ)}$$

$$(٧) \quad \frac{\text{ذ}}{\text{ف} \times ٩٦٥٠٠} = \text{هـ} \quad \therefore$$

وعليه نخلص إلى المعادلة الشاملة :

$$(٨) \quad \boxed{\frac{\text{ت ن ذ}}{\text{ف ٩٦٥٠٠}} = \text{و}}$$

$$(٩) \quad \boxed{\text{ت ن هـ} = \text{و}} \quad \text{أو}$$

حيث ترمز (ت) إلى شدة التيار بالأمبير ، (ن) إلى الزمن بالثانية ، (ذ) إلى الكتلة الذرية بالجرام ، (ف) إلى تكافؤ العنصر ، (هـ) إلى المكافئ الكهروكيميائي ووحدته جم / كولوم .

مثال (٤-٨) :

إذا مر تيار شدته ٥ أمبير في محلول كبريتات النحاس (II) لمدة ٤٥ دقيقة وكان القطبان من النحاس ، أحسب كمية النحاس المترسبة على المهبط . (الكتلة الذرية للنحاس ٦٣) .

الحل :

نستخدم المعادلة :

$$\frac{\text{ت ن ذ}}{\text{ف ٩٦٥٠٠}} = \text{كتلة النحاس المترسبة بالجرام (و)}$$

ت = ٥ أمبير ، ف = ٢ ، ذ = ٦٣ ، ن = ٦٠ × ٤٥ = ٢٧٠٠ ثانية.

$$\frac{٦٣ \times ٢٧٠٠ \times ٥}{٢ \times ٩٦٥٠٠} = \text{و}$$

$$= ٤,٤١ \text{ جم .}$$

مثال (٥-٨) :

كم يكون حجم الهيدروجين المنطلق الذي يمكن الحصول عليه في الظروف العادية عند أمرار تيار كهربائي شدته ٣ أمبير في محلول مخفف لحامض الهيدروكلوريك لمدة خمس دقائق .

الحل :

بما أن حجم الوزن الجزيئي الجرامي (مول واحد) من غاز الهيدروجين عند الظروف العادية ، أي عند م.ض.د. تساوي ٢٢,٤ ديسم^٣ فإن حجم واحد جرام منه يساوي ٢٢,٤ ÷ ٢ = ١١,٢ ديسم^٣ ، أي ١١٢٠٠ سم^٣ .
أولاً : نحسب كمية الكهرباء بالفاراداي :

$$\frac{٦٠ \times ٥ \times ٣}{٩٦٥٠٠} = \text{ك}$$

بما أن واحد فاراداي يحرر المكافئ الجرامي للهيدروجين أي واحد جرام .

$$\text{إذن كتلة الهيدروجين المنطلق} = \frac{٦٠ \times ٥ \times ٣}{٩٦٥٠٠} \times ١ \text{ جم}$$

وعليه يكون حجم الهيدروجين المنطلق عند م.ض.د.

$$= \frac{١١٢٠٠ \times ١ \times ٦٠ \times ٥ \times ٣}{٩٦٥٠٠} = ١٠٤,٥ \text{ سم}^٣$$

مثال (٦-٨) :

بإمرار تيار كهربائي مباشر في محلولي كبريتات النحاس و نترات الفضة في خليتين للتحليل الكهربائي موصلتين بالتوالي ترسب عند مهبطيهما ٠,١٢٨ جم من النحاس و ٠,٤٣٥ جم من الفضة فما هي الكتلة المكافئة للفضة ؟ (الكتلة المكافئة للنحاس = ٣١,٨)

الحل :

استخدم العلاقة :

$$\frac{\text{كتلة الفضة المترسبة}}{\text{كتلة النحاس المترسبة}} = \frac{\text{الكتلة المكافئة للفضة}}{\text{الكتلة المكافئة للنحاس}}$$

$$\frac{\text{كتلة الفضة المترسبة} \times \text{الكتلة المكافئة للنحاس}}{\text{كتلة النحاس المترسبة}} = \text{الكتلة المكافئة للفضة}$$
$$\frac{٣١,٨ \times ٠,٤٣٥}{٠,١٢٨} =$$
$$١٠٨,٠٧ =$$

تمرين (٨-١)

- (١) ما القواعد المتفق عليها لتحديد عدد الأكسدة ؟
- (٢) ما عدد الأكسدة للذرات الموضحة أمام كل من الآتي :
 - (أ) MnO_4^- (ذرة المنجنيز) .
 - (ب) P_4 (ذرة الفوسفور) .
 - (ج) Al_2O_3 (ذرة الألمونيوم) .
 - (د) Na_2O_2 (ذرة الصوديوم) .
 - (هـ) Fe_3O_4 (ذرة الحديد) .
- (٣) كيف يتم الحصول على الطاقة الكهربائية من تفاعلات الأكسدة والاختزال ؟ ما جهد القطب القياسي للعنصر ؟ وكيف يقاس ؟
- (٤) تحدث عن الخلية البسيطة موضحاً طريقة عملها ، وعيوبها ، وطرق التغلب عليها .

- (٥) - ما أساس اختلاف الخلايا الأولية عن الخلايا الثانوية ؟
 - صف كيف يتركب مركب الرصاص .
 - تحدث عن :
- (أ) التفاعلات الكيميائية عند شحن المركب .
 (ب) التفاعلات الكيميائية عند تفريغ المركب .
- (٦) وضِّح بالمعادلات الكيميائية فقط التفاعلات التي تحدث في مركب الرصاص خلال عمليتي الشحن والتفريغ .
- (٧) رتب العناصر : Cu ، Al ، Li ، H وفقاً لقابلية فقدان الإلكترونات عندما يكون كل منها قطباً في خلية التحليل الكهربائي .
- (٨) علل ما يأتي :
- أ/ تتميز الالكتروليونات القوية بتوصيلها الجيد للكهرباء بينما الالكتروليونات الضعيفة رديئة التوصيل .
 ب/ تحليل الماء المحمض كهربائياً يترتب عليه تصاعد غاز الأوكسجين عند المصعد بالرغم من أن تركيز أيونات الكبريتات أكبر من تركيز أيونات الهيدروكسيد في المحلول .
- (٩) اذكر قانوني فاراداي .
- (١٠) عرّف المكافئ الكهروكيميائي :
- أ/ فلز مكافئه الكهروكيميائي ٠,٠٠١٢٤ جم/كولوم ما وزنه الجزيئي .
 ب/ عند مرور تيار شدته ٠,٣ أمبير لمدة ساعتين في محلول ملح لفلز ثنائي التكافؤ ترسب ٠,٧١٢٨ جم عند المهبط ما المكافئ الكهروكيميائي لهذا الفلز وما وزنه الذري ؟
- (١١) كم تكون كتلة الفضة المترسبة عند إمرار تيار كهربائي شدته ٠,٥ أمبير لمدة ٨ دقائق في محلول نترات الفضة .
- (١٢) خلية تحليل كهربائي بها محلول أحد أملاح فلز النحاس متصلبة بخلية تحليل كهربائي أخرى بها محلول أحد أملاح الفضة . عند إمرار كمية معينة من الكهرباء فيهما ترسب ٠,١٥٩ جم من النحاس . فما كتلة الفضة المترسبة في هذه العملية علماً بأن الكتلة المكافئة للنحاس والفضة هو ٣١,٨ ، ١٠٨ على التوالي .

(٩) الفصل التاسع الكيمياء النووية Nuclear Chemistry

(١-٩) مقدمة :

لقد مر عليك في دراستك السابقة أن المادة تتكون من وحدات متناهية في الصغر تسمى الذرات ، وأن الذرة تتكون من وحدات أصغر هي الالكترونات والبروتونات والنيوترونات . كما عرفت أن الالكترونات السالبة تدور في الفراغ العريض المحيط بنواة الذرة والتي تمثل حيزاً ضيقاً في مركز الذرة يشتمل على البروتونات التي تحمل شحنات كهربائية موجبة والنيوترونات المتعادلة .

ولعلك تكون قد لاحظت أن دراساتك السابقة في مجال الكيمياء لم تهتم كثيراً بالنواة ، بل كانت الإشارة دائماً للالكترونات وانتقالها من ذرة إلى أخرى عند تكون الأيونات ، ومشاركتها بين الذرات عند تكون المركبات التساهمية . وقد كان الحديث يأتي عن النواة فقط عند الإشارة لتأثير شحنة النواة على خواص الذرة مثل الكهروسالبية ، نصف القطر الذري ، طاقة التأين الخ . وربما يكون قد بدا لك أن نواة الذرة تكون دائماً بعيدة عن تأثيرات التفاعلات الكيميائية التي تتم عن طريق حركة الالكترونات بالانتقال من ذرة إلى أخرى أو بالمشاركة بين ذرتين . إلا أن نواة الذرة يمكن أن يطرأ عليها تغيير . ودراسة ما يحدث من تغييرات في نواة الذرة هو ما يهتم به ذلك الفرع من علم الكيمياء المعروف بالكيمياء النووية .

(٢-٩) الإشعاع :

في عام ١٨٩٥م اكتشف رونتجن (Rontgen) أن تصادم أشعة المهبط في أنبوب التفريغ بقطعة من مادة يعطي أشعة تسمى بأشعة اكس (X - Ray) أو الأشعة السينية ، وهي نوع من الإشعاعات الكهرومغناطيسية مشابهة للموجات الضوئية أو موجات الراديو .

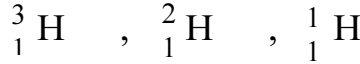
بعد حوالي أقل من عام من اكتشاف الأشعة السينية لاحظ العالم الفيزيائي الفرنسي هنري بيكريل (H. Becquerel) خروج إشعاعات قوية لا تراها العين المجردة من أحد خامات اليورانيوم . وقد كان لبيكريل الفضل في استخدام مصطلح النشاط الإشعاعي للإشارة لانبعاث الأشعة من مواد معينة .

توالت بعد ذلك الاكتشافات حول النشاط الإشعاعي وتم التعرف على ثلاثة أنواع من الإشعاعات ، تنبعث جميعها من نوى الذرات عند حدوث تغيير في

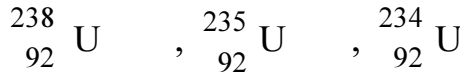
تركيبها . سميت هذه الإشعاعات بأشعة ألفا " α " وبيتا " β " وغاما " γ " وهي الحروف الثلاثة الأولى للأبجدية اليونانية .

لقد اتضح لك في دراستك لتركيب الذرة أنها تتكون من نواة تتركز فيها معظم كتلة الذرة وتحمل شحنة موجبة ، وتحيط بالنواة الكترونات في حالة حركة مستمرة وشحنتها سالبة ، وأن عدد الالكترونات في الذرة المتعادلة يساوي عدد الشحنات الموجبة في النواة . وتعرف الدقائق النووية الموجبة بالبروتونات ويسمى عددها العدد الذري للعنصر ، وهو الذي يميز العناصر بعضها عن بعض . كما تحتوي النواة على دقائق نووية أخرى متعادلة الشحنة تدعى النيوترونات .

تدعى مكونات النواة (البروتونات والنيوترونات) النويات (Nucleons) ، مفردها نوية ، فالبروتون نوية ، والنيوترون نوية . ويدعى مجموع النويات الموجودة في النواة الواحدة عدد الكتلة (mass number) ، وتختلف ذرات العنصر الواحد عن بعضها بأعداد كتلتها ، وتدعى نوى العنصر الواحد التي تختلف في أعداد كتلتها نويدات العنصر ، وأن كل نويدة (nuclide) من نويدات العنصر الواحد تعتبر نظيراً لنويدات العنصر الأخرى ، ويدعى مجموعها نظائر العنصر . ويتم التمييز بين نظائر العنصر الواحد بكتابة عدد الكتلة للنظير أعلى يسار رمز العنصر . فمثلاً للهيدروجين في الطبيعة ثلاثة نظائر ، أعداد كتلتها ١ ، ٢ ، ٣ وتكتب على النحو الآتي :



أما عنصر اليورانيوم فله في الطبيعة ثلاثة نظائر وتكتب على النحو الآتي :



ويمكن تعرّف التركيب النووي للنويدات من المعلومات العددية الواردة مع رمز العنصر على النحو الآتي :

عدد الكتلة (A) = عدد النويات = عدد البروتونات + عدد النيوترونات

العدد الذري (Z) = عدد البروتونات

عدد النيوترونات = عدد الكتلة - العدد الذري = Z - A

بتطبيق هذه العلاقة على نويدات الهيدروجين :

$$- \text{ نظير الهيدروجين (١) } {}_1^1\text{H} : \text{ عدد الكتلة} = 1$$

$$\text{العدد الذري} = \text{عدد البروتونات} = 1$$

$$\text{عدد النيوترونات} = \text{صفر}$$

$$- \text{ نظير الهيدروجين (٢) } {}_1^2\text{H} : \text{ عدد الكتلة} = 2$$

$$\text{العدد الذري} = \text{عدد البروتونات} = 1$$

$$\text{عدد النيوترونات} = 1$$

$$- \text{ نظير الهيدروجين (٣) } {}_1^3\text{H} : \text{ عدد الكتلة} = 3$$

$$\text{العدد الذري} = \text{عدد البروتونات} = 1$$

$$\text{عدد النيوترونات} = 2$$

هل يمكنك تطبيق هذه العلاقة على نويدات اليورانيوم ؟

(٩-٣) طاقة الترابط النووي :

في عام ١٩٣٠م اكتشف العلماء حقيقة هامة عن كتل الذرات وهي أن هذه الكتل تكون دائماً أقل من مجموع كتل الجسيمات المشاركة في تكوين الذرة من الكترونات ونويات وذلك لمختلف الذرات . ويمكننا توضيح ذلك عند مقارنة كتلة نظير الهيليوم (٤) ${}^4_2\text{He}$ ، بعد معرفتها بواسطة جهاز مطياف الكتلة المستخدم لمعرفة كتل الذرات ، بمجموع كتل الجسيمات المكونة لذرة هذا النظير وهي :
٢ الكترون + ٢ بروتون + ٢ نيوترون .

$$\text{كتلة ٢ الكترون} = 2 \times 0,000549 = 0,001098 \text{ وحدة كتلة ذرية .}$$

$$\text{كتلة ٢ بروتون} = 2 \times 1,007286 = 2,014572 \text{ وحدة كتلة ذرية .}$$

$$\text{كتلة ٢ نيوترون} = 2 \times 1,008665 = 2,017330 \text{ وحدة كتلة ذرية .}$$

$$\text{مجموع كتل الجسيمات المكونة للنظير} = 4,033000 \text{ وحدة كتلة ذرية}$$

ولحساب النقص في الكتلة يحسب الفرق بين مجموع كتل الجسيمات المكونة للنظير وبين كتلة الذرة التي تم تعيينها بواسطة جهاز مطياف الكتلة . وبذلك يبلغ النقص في حالة نظير الهيليوم ${}^4_2\text{He}$:

$$4,033000 - 4,002603 = 0,000697 \text{ وحدة كتلة ذرية .}$$

وهذا النقص يعني أن الكتلة الحقيقية لذرة الهيليوم تقل عن مجموع كتل الجسيمات المكونة لهذه الذرة بمقدار ٠,٠٠٠٦٩٧ وحدة كتلة ذرية .

السؤال المحير هو أين يذهب هذا النقص في كتلة الذرة ؟

من المبادئ المألوفة أن كتلة المادة هي مقياس لكمية المادة في جسم ما ، كما أن المادة لا تخلق من العدم ضمن قدرة الإنسان أو تتحول إلى عدم . ولقد ظلت هذه المبادئ مقبولة لفترة طويلة إلا أنها بدأت تهتز مع اكتشاف الطاقة النووية .

في عام ١٩٠٥م نادى العالم اليرت اينشتاين (Albert Einstein) بنظرية النسبية والتي قال فيها أن كتلة الجسم ليس بالضرورة أن تظل ثابتة . ويقول في هذه النظرية ، أن لكل جسيم متحرك كتلتين يجب التمييز بينهما ؛ كتلة الجسيم في حالة السكون ، وكتلة الجسيم النسبية والتي تمثل كتلة الجسيم في حالة السكون مضافاً إليها كتلة أخرى لطاقة الحركة (أو أي نوع آخر من الطاقة) يملكها الجسم . ولقد وصف اينشتاين قانون مكافئ الكتلة والطاقة بأن كتلة الجسم يمكن أن تتحول إلى طاقة بالعلاقة الآتية :

الطاقة = الكتلة × مربع سرعة الضوء

$$E = m c^2$$

حيث تمثل E الطاقة (بوحدة الجول) ، m الكتلة (بوحدة الكيلوجرام) ، c سرعة الضوء (بوحدة المتر/ثانية) .

إن المضمون الرئيس لهذه العلاقة هو أن الكتلة يمكن اعتبارها إحدى صور الطاقة . ويمكن أن نتصور أن النقصان في كتلة الذرة الناتج من تجميع النويات مع بعضها يساوي الطاقة التي تربط النويات مع بعضها داخل النواة . وتسمى هذه الطاقة بطاقة الترابط النووي وهي الطاقة المسؤولة عن ترابط نويات النظير مع بعضها داخل حيز النواة للمول الواحد .

وبمقارنة حسابية بسيطة يتضح أن طاقة الترابط النووي أقوى بحوالي مليون مرة من طاقة الرابطة الكيميائية بين الذرات في الجزيء .

نقود هذه المقارنة البسيطة إلى الإقرار بأن القوة التي تربط مكونات النواة (النويات) ببعضها هي من نوع مختلف تماماً عن قوى التجاذب الكهروستاتيكي المألوفة ، حيث ان قوى الترابط النووي من نوع القوى شديدة التأثير . وتكون هذه القوى على أشدها عندما تكون النويات على مسافة قريبة من بعضها .

إن الحديث عن قوى الترابط النووي لا يعني أن قوى التناثر الكهروستاتيكي لا أثر لها داخل النواة . فقد ثبت أن قوى الترابط بين نيوترونين أكبر منه بين بروتونين ، ويعزى ذلك إلى التناثر الكهروستاتيكي بين البروتونين موجبي الشحنة.

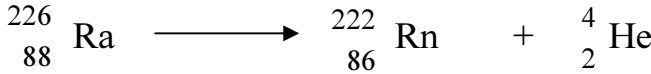
(٩-٤) طبيعة النشاط الإشعاعي :

لقد لوحظ أن النشاط الإشعاعي للمواد يختلف عن النشاط الكيميائي (التفاعل الكيميائي) العادي ، فالنشاط الإشعاعي مثلاً لا يتأثر بالتغير في درجات الحرارة كما يحدث في حالة التفاعلات الكيميائية التي يزيد معدلها بصورة كبيرة مع الارتفاع في درجات الحرارة حتى مدى معين .

لقد أوضح الرواد الأوائل ممن درسوا النشاط الإشعاعي فكرة أن النشاط الإشعاعي للمواد يحدث نتيجة لتحلل النوى الثقلي للذرة غير المستقرة . وفي الواقع فإن كل نوى الذرات الأثقل من البزموت ، أي تلك المحتوية على أكثر من ٨٣ بروتوناً ، نوى غير مستقرة . ينبعث من مثل هذه النوى نشاط إشعاعي يؤدي إلى تحللها . فمثلاً نواة ذرة البولونيوم (Po) تحتوي على ٨٤ بروتوناً ، وتحتوي نواة ذرة الراديوم (Ra) على ٨٨ بروتوناً ، أما نواة ذرة اليورانيوم فتحتوي على ٩٢ بروتوناً ، وهي جميعها عناصر تتميز بنشاط إشعاعي . فإذا أخذنا مثلاً محدداً ، فإن النشاط الإشعاعي للراديوم سببه انبعاث أشعة ألفا (والتي ثبت أنها تتكون من جسيمات عبارة عن نواة ذرة الهيليوم He^{2+}) من نواة ذرة الراديوم . يحمل جسيم ألفا معه من نواة الراديوم بروتونين (ونيوترونين) . مغادرة هذا العدد من بروتونات ونيوترونات نواة ذرة الراديوم (٢ + ٢) يترك نواة تحتوي على ٨٦ بروتوناً ، وهذا هو عدد البروتونات الموجودة في نواة ذرة الغاز النبيل الرادون . يكون هذا التغير في محتوى نواة الراديوم مصحوباً بانبعاث قدر هائل من الطاقة (حوالي ٤×10^7 كيلوجول / مول من الراديوم) .

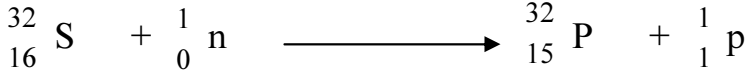
يمكن التعبير عن هذا النشاط بمعادلة شبيهة بمعادلات النشاط الكيميائي

المألوفة لدينا :

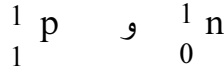


يجب أن تتوازن مثل هذه المعادلات بما يجعل الأعداد الذرية وأعداد الكتلة على الجانبين متساوية . ففي المعادلة أعلاه عدد الكتلة ٢٢٦ على الجانب الأيسر من المعادلة يساوي (٢٢٢ + ٤) على الجانب الأيمن منها ، والعدد الذري ٨٨ على الجانب الأيسر يساوي (٨٦ + ٢) على الجانب الأيمن منها .

تعتبر المعادلة التالية ، وبطريقة مماثلة لما ورد في المثال السابق ، عن ان ذرة الكبريت يمكن أن تتقبل نيوتروناً في نواتها ثم ينبعث منها بروتون فتنتج ذرة فوسفور :



حيث يرمز الحرف (n) إلى النيوترون والحرف (p) إلى البروتون . ولكل من النيوترون والبروتون كتلة تساوي الواحد تقريباً (على مقياس الكربون - ١٢) . يلاحظ أن النيوترون لا يحمل شحنة لذا فإن العدد الذري له يساوي صفراً ؛ أما البروتون فله شحنة موجبة واحدة ، لذا فإن العدد الذري له يساوي واحداً . على ذلك تلاحظ أن الرمزین كتباً هكذا في المعادلة :

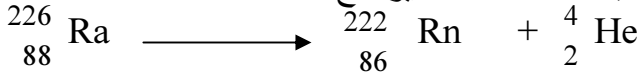


(٩-٥) النتائج المترتبة على النشاط الإشعاعي :

لقد وجد أن هناك نوعين مهمين للنشاط الإشعاعي :

(أ) انبعاث أشعة ألفا :

في هذه الحالة ينبعث من نواة الذرة جسيم ألفا ، وهو نواة ذرة الهيليوم المحتوية على بروتونين ونيوترونين (He^{2+}) . بهذه الطريقة تفقد النواة أربع وحدات من مكوناتها . البروتونان المفقودان يجعلان العدد الذري يقل بمقدار وحدتين ، كما يقل العدد الكتلي للذرة بمقدار أربع وحدات . وتحلل نواة ذرة الرايدوم إشعاعياً بانبعاث أشعة ألفا . يوضح ذلك :

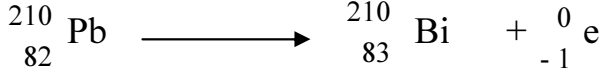


(جسيم ألفا)

(ب) انبعاث أشعة بيتا :

يكون هذا النشاط الإشعاعي مكافئاً لتحول نيوترون في نواة الذرة إلى إلكترون وبروتون ، فيبقى البروتون في النواة ويبعث الإلكترون على هيئة أشعة تسمى أشعة بيتا . من المعروف أن الإلكترون جسيم خفيف للغاية ، وبالتالي فإن فقده من الذرة لا يؤثر بصورة ملحوظة على العدد الكتلي للذرة ، كما أن الاحتفاظ بالبروتون الناتج في النواة يزيد العدد الذري للذرة بمقدار وحدة واحدة . سيكون الناتج إذن من هذا التحول هو ذرة لها نفس العدد الكتلي للذرة الأصلية ، ولها عدد ذري يزيد بمقدار وحدة واحدة عن العدد الذري للذرة الأصلية .

كمثال لذلك نأخذ النظير المشع للرصاص $^{210}_{82}\text{Pb}$ الذي يتحلل إشعاعياً بانبعاث أشعة بيتا متحولاً إلى ذرة بزموت كما توضح ذلك المعادلة الآتية :



بالنظر إلى العدد الذري ، يمكن اعتبار جسيم بيتا (الالكترون) يحمل شحنة سالبة تعد هكذا (-1) ، كما يعتبر البروتون الذي شحنته موجبة ويعد في حساب العدد الذري (+1) .

يستمر هذا النوع من التغيير في مكونات نواة النظير غير المستقر إلى أن يتم الوصول إلى نواة مستقرة . مما يؤدي إلى ظهور ما يعرف بسلاسل التحلل الإشعاعي .

(٦-٩) سلاسل التحلل الإشعاعي :

عندما تتحلل نويدة النظير غير المستقر إشعاعياً تتحول إلى نويدة جديدة ، وإذا كانت النويدة الناتجة غير مستقرة فإنها تتحلل أيضاً وتستمر العملية حتى تصل المجموعة إلى نهايتها عندما تتكون نويدة مستقرة . تعرف هذه المجموعة التي تتكون نتيجة للنشاط الإشعاعي بالترتيب الذي يؤدي في النهاية إلى تكوين النويدة المستقرة بسلسلة التحلل الإشعاعي .

وتوجد عدة سلاسل طبيعية للتحلل الإشعاعي ، ونشير هنا إلى ثلاث سلاسل

متميزة :

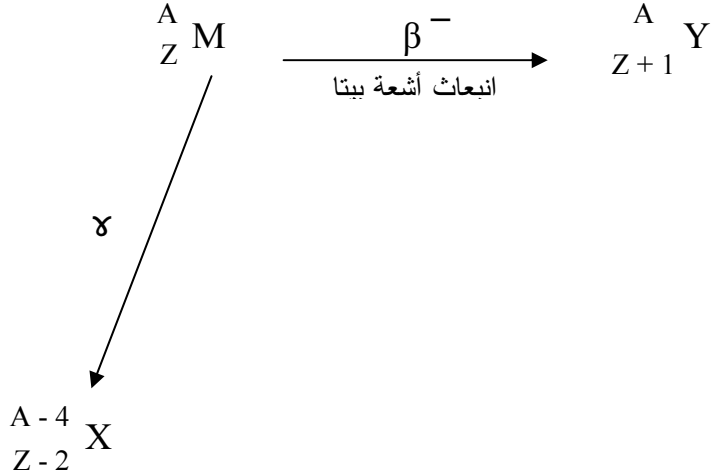
(أ) سلسلة اليورانيوم - راديوم، وهي السلسلة التي تبدأ باليورانيوم $^{238}_{92}\text{U}$ وتنتهي بالرصاص $^{206}_{82}\text{Pb}$ مروراً بالراديوم $^{226}_{88}\text{Ra}$.

(ب) سلسلة الثوريوم ، وتبدأ هذه السلسلة بالثوريوم $^{232}_{90}\text{Th}$ وتنتهي بالرصاص $^{208}_{82}\text{Pb}$.

(ج) سلسلة اليورانيوم - اكتينيوم ، وتبدأ باليورانيوم $^{235}_{92}\text{U}$ وتنتهي بالرصاص $^{207}_{82}\text{Pb}$ مروراً بالاكتينيوم $^{227}_{89}\text{Ac}$.

يتضح من هذه السلاسل أن النويدات التي تتحلل إشعاعياً تحدث لها إزاحة (تغيير) في الأعداد الذرية وأعداد الكتلة . فكل انبعاث لجسم الفا يؤدي إلى نقصان عدد الكتلة بمقدار أربع وحدات ، وإلى نقصان العدد الذري بمقدار وحدتين . أما انبعاث أشعة بيتا فلا يؤدي إلى تغيير في عدد الكتلة ولكن يزيد العدد الذري بمقدار

وحدة واحدة . يعبر عن هذا التغير في كل من العدد الذري وعدد الكتلة المصاحب للتحلل الإشعاعي بقانون الإزاحة الذي يمثله المخطط التالي :



يتضح من هذا المخطط أنه عند تحلل نويدة بأي من الطريقتين المذكورتين فإن ذلك يؤدي إلى تغييرات ، إما في العدد الذري أو في كل من العدد الذري وعدد الكتلة . وهذه التغييرات تنظمها القاعدتان التاليتان :

(أ) عند انبعاث أشعة بيتا من النواة فإن العدد الذري للنويدة الناتجة يكون أكبر بمقدار وحدة واحدة (Z + 1) من العدد الذري للنويدة الأصلية (Z) ، بينما يبقى عدد الكتلة (A) ثابتاً دون تغيير ، أي انبعاث أشعة بيتا يزيح النويدة إلى يمين الجدول الدوري بموقع واحد .

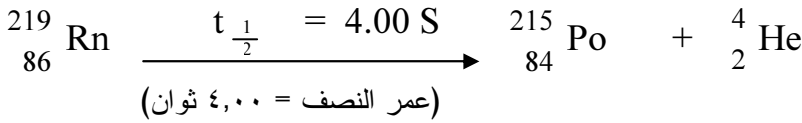
(ب) عند انبعاث أشعة ألفا فإن العدد الذري للنويدة الناتجة يكون أصغر بمقدار وحدتين من العدد الذري للنويدة الأصلية ، كما ينقص عدد الكتلة بمقدار أربع وحدات عن عدد الكتلة للنويدة الأصلية ، أي أن انبعاث أشعة ألفا يزيح النويدة بمقدار موقعين نحو اليسار في الجدول الدوري .

لماذا لا يؤدي النقصان في عدد الكتلة إلى تغيير الموقع في الجدول الدوري ؟

(٧-٩) معدل التحلل الإشعاعي :

إن عملية التحلل الإشعاعي الطبيعي للنواة من الصفات الخاصة بتلك النواة ، فهي بالتالي لا تتأثر بالعوامل الخارجية كالحرارة أو الضغط أو الحالة الكيميائية التي تكون عليها الذرة . وقد وجد أن الحسابات المتعلقة بمعدل التحلل الإشعاعي معقدة بعض الشيء ، إلا أنه من الثابت الآن أن معدل التحلل الإشعاعي

لأي نواة (وبالتالي درجة استقرارها إشعاعياً) يمكن قياسه بما يسمى عمر النصف (Half life) ، وهو الزمن اللازم لتحلل نصف العدد الأصلي للنوى . وتعتبر أعمار النصف من الثوابت الفيزيائية المميزة للنويدات . ويعين عمر النصف للنظير بعدد الجسيمات المنبعثة من عينة من العنصر لها كتلة معينة . ومن تعيين عمر النصف يمكن الاستدلال على نوع النظير ، ويمكن كذلك حساب سرعة تحلله . وتتفاوت أعمار النصف للنظائر تفاوتاً كبيراً بين الطول والقصر ، فمنها ما هو طويل جداً يصل إلى آلاف الملايين من السنوات ، ومنها ما هو قصير جداً يصل إلى أجزاء من الثانية بحيث يمكن القول أن النظير المشع يكاد أن يتلاشى حال تكونه . فنظير الرادون ^{219}Rn يبعث بنصف عدد جسيمات ألفا المتاحة من كتلة معينة في ٤ ثوان ، أي أن عينة من نظير الرادون هذا تزن ٠,٠٠٨ جرام يتبقى منها ٠,٠٠٤ جرام بعد ٤ ثوان فقط لأن نصفها قد تحول إلى نظير البولونيوم ^{215}Po :

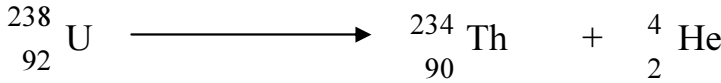


ملحوظة : يرمز لعمر النصف عادة بالرمز $t_{\frac{1}{2}}$ (

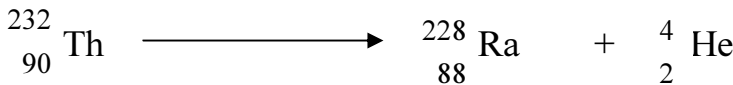
فبعد مرور ٨,٠٠ ثانية يتبقى فقط ٠,٠٠٢ جرام من الرادون ، لأنه في هذه الحالة يكون قد انقضى عمراً نصف ، وبعد مرور ١٢ ثانية يتبقى ٠,٠٠١ جرام من المادة المشعة .

ومن الواضح أنه وبعد مرور كل فترة عمر نصف يكون نصف الكمية الموجودة من المادة المتحللة قد تحول فعلاً إلى النظير الناتج .

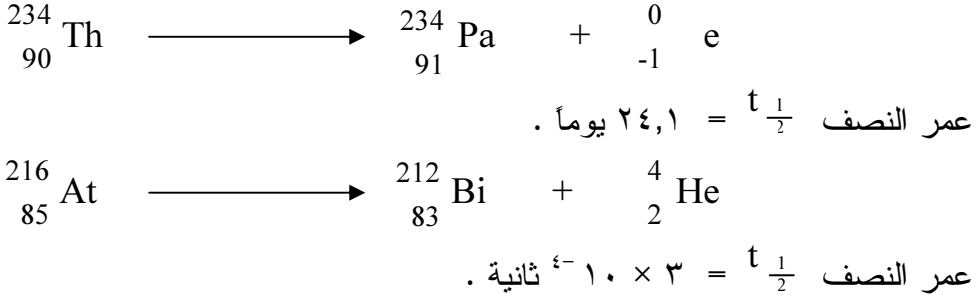
تبيين الأمثلة التالية أعمار النصف لبعض النظائر :



عمر النصف $t_{\frac{1}{2}} = 4,5 \times 10^9$ سنة .

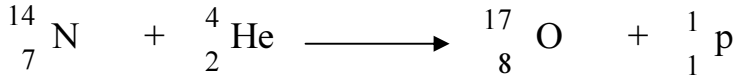


عمر النصف $t_{\frac{1}{2}} = 1,41 \times 10^{10}$ سنة .

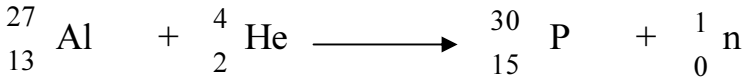


(٨-٩) التحولات النووية الاصطناعية :

لقد اتضح لك في الفقرات السابقة من هذه الوحدة أن النشاط الإشعاعي يحول العنصر المشع إلى عنصر آخر . ولقد كانت التحولات (التغيرات) النووية التي شوهدت في بداية تعرف النشاط الإشعاعي تحدث تلقائياً وبالتالي يصعب التحكم فيها . إلا أن جهود العلماء اتجهت نحو إحداث تحولات نووية صناعياً . وقد كان أول نجاح في هذا المجال ما قام به رزرفورد عام ١٩١٩م حينما نجح في تحويل النتروجين إلى أوكسجين . حيث تم تعريض النتروجين إلى أشعة ألفا المندفعة بسرعة عالية حيث تلتقط نواة ذرة النتروجين أحد جسيمات ألفا وتطلق بروتوناً ليكون الناتج نظير الأوكسجين ${}^{17}\text{O}$:



وهناك العديد من أمثلة التحولات النووية الاصطناعية منها على سبيل المثال : تفاعل الألومنيوم مع جسيمات ألفا لينتج نظير الفوسفور ${}^{30}\text{P}$ ونيوترونًا :



في أغلب الأحوال يكون الناتج من مثل هذه التفاعلات ضئيلاً نسبة لندرة التصادم الذي يمكن أن يحدث بين جسيمات ألفا ونواة الذرة المتفاعلة وذلك لضالة حجم نواة الذرة عند مقارنتها بحجم الذرة نفسها ، ولكي يحدث جسيم ألفا هذا النوع من التفاعلات يجب أن يصطدم مباشرة بنواة الذرة . ومن الواضح أن معظم جسيمات ألفا تخترق الذرات دون أن تحدث أثراً في نواتها .

(٩-٩) الطاقة النووية (Nuclear energy) :

لقد سبقت الإشارة في فقرات سابقة من هذه الوحدة أن النشاط الإشعاعي يكون مصحوباً بانبعاث قدر هائل من الطاقة الحرارية ، فعند انبعاث أشعة ألفا من مول واحد من نظير الراديوم ^{226}Ra تنبعث طاقة حرارية مقدارها 4×10^7 كيلوجول.

فإذا أمكن وضع ترتيبات لضبط هذا النشاط الإشعاعي والتحكم في الطاقة المنبعثة في أثناءه فإنه يمكن الحصول على مصدر مهم جداً للطاقة التي يمكن استغلالها بواسطة الإنسان ، وهذا الشكل من أشكال الطاقة هو ما يعرف الآن بالطاقة النووية والتي أصبحت تمثل مصدراً مهماً للحصول على الطاقة للاستخدامات المختلفة خاصة الحصول على الطاقة الكهربائية في عدد من دول العالم .

إلا أنه من المؤسف أن استخدامات الطاقة النووية في بداياتها استخدمت استخداماً مدمراً في نهايات الحرب العالمية الثانية (١٩٣٩-١٩٤٥) بإلقاء قنبلتين ذريتين على جزيرتي هيروشيما ونجازاكي اليابانيتين واللتين أدتا لدمار شامل ما زالت آثاره باقية .

اعتمدت فكرة القنبلة الذرية على ما توصل إليه أحد العلماء الألمان عام ١٩٣٩م من أن نواة نظير اليورانيوم $^{235}_{92}\text{U}$ يمكنها أن تمتص نيوترونات ثم تنقسم تلك النواة إلى جزأين متساويين تقريباً . عُرف هذا التحول بالانشطار النووي . يكون مجموع كتل نواتج هذا الانشطار أقل من كتلة المادة الأولية التي حدث لها الانشطار . وقد تحول هذا الفرق في الكتلة إلى طاقة منبعثة ، ويمكن تعيين هذه الطاقة المنبعثة عن طريق معادلة اينشتاين التي سبقت الإشارة إليها والتي تعبر عن العلاقة بين الكتلة والطاقة باعتبار أن الكتلة يمكن أن تتحول إلى شكل من أشكال الطاقة :

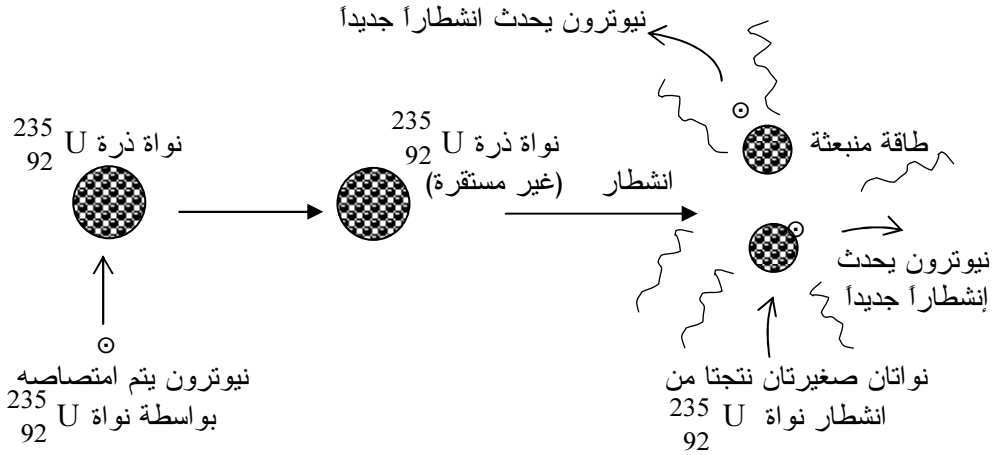
$$E = m c^2$$

وبما أن c (سرعة الضوء = 3×10^8 متر/ثانية) مقدار كبير جداً خاصة عندما يتم تربيعه ، فإن تحول قدر ضئيل من الكتلة إلى طاقة يؤدي إلى انبعاث قدر هائل جداً من الطاقة .

يمكن إحداث الانشطار النووي عبر تفاعل سلسلي في ظروف ملائمة (الشكل رقم ٨-١) ، والسبب في ذلك هو أنه بينما يحدث انشطار النواة نتيجة لامتصاصها نيوترونات ، فإن عملية الانشطار نفسها تنتج نيوترونات ، وهذه

النيوترونات الناتجة تقوم بدورها عند امتصاصها بواسطة نوى ذرات جديدة بانشطارات جديدة ، وهكذا تتواصل عمليات الانشطار في شكل تفاعل متسلسل .

الشكل (٨-٢) يوضح التفاعل المتسلسل في الانشطار النووي



تحدث الطاقة المنبعثة من الانشطارات النووية المتتالية انفجارات هائلة ، مع ارتفاع هائل في درجات الحرارة تصل إلى عدة ملايين من الدرجات المئوية مباشرة عقب حدوث الانفجار . لذا فإن مثل هذه الانفجارات تحدث تدميراً هائلاً وتقضي على الأخضر واليابس وتؤثر كذلك تأثيرات خطيرة ومدمرة على التراكيب الوراثية للكائنات الحية وذلك من أثر الإشعاع الذري المنبعث عند حدوث هذه الانفجارات . وتقدر قوة الانفجار الناتجة من الانشطار النووي بالميقا طن (Megaton) . ويمثل الميقا طن كمية الطاقة المنطلقة من إنفجار مليون طن من مادة (TNT) (ثلاثي نيتروتولوين). ويؤدي انشطار ٥٠ كيلوجرام فقط من $^{235}_{92}\text{U}$ إلى انطلاق هذ الكمية الهائلة من الطاقة .

(٩-١٠) المفاعلات النووية :

أمكن التحكم في انشطار اليورانيوم ^{235}U و ^{233}U والبلوتونيوم ^{239}Po بحيث يحدث التفاعل المتسلسل ، وفي نفس الوقت يمكن تفادي آثاره المدمرة . فعند توافر الظروف المناسبة يمكن التحكم في الطاقة المنطلقة خلال جزء قليل من الثانية والتي تحدث انفجاراً نووياً أن تتطلق خلال فترة زمنية أطول قد تستمر أياماً (أو أسابيع) مع توجيهها لإنتاج عمل مفيد . ويطلق اسم المفاعل النووي على ذلك

الجهاز الذي يحدث فيه التحكم في الانشطار النووي للاستفادة من الطاقة المنطلقة من هذا التفاعل .

وهناك تشابه بين مفاعل الطاقة النووية ومحطات الطاقة الحرارية المعتمدة على احتراق الفحم أو الغاز أو الزيت لأنها جميعها تنتج طاقة حرارية يتحول بها الماء إلى بخار تحت ضغط عال يندفع بقوة من منطقة ساخنة إلى منطقة باردة وذات ضغط منخفض بحيث يتحول بخار الماء إلى سائل وتستخدم قوة اندفاع البخار بين المنطقتين في دفع وتحريك مولدات للتيار الكهربائي (توربينات) .

(٩-١١) تطبيقات أخرى مفيدة لظاهرة النشاط الإشعاعي :

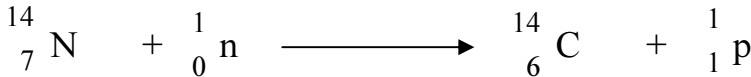
(١) تعيين أعمار الصخور . (٢) تعيين أعمار المواد العضوية .

(١) تعيين أعمار الصخور :

يعتبر تعيين أعمار الصخور والمعادن والمواد الأثرية المتخلفة عن البقايا العضوية للحيوانات والنباتات واحداً من أهم التطبيقات العملية لظاهرة النشاط الإشعاعي . ويعتبر تقدير أعمار الصخور في الأرض من أكثر الدراسات إثارة للاهتمام كتطبيق لمفهوم عمر النصف . فمثلاً في سلسلة اليورانيوم - راديوم يعتبر وجود الرصاص ^{206}Pb ضمن خام اليورانيوم في الصخور المنتشرة في الطبيعة على أنه الناتج النهائي للتحلل الإشعاعي لليورانيوم ^{238}U . وبمعرفة عمر النصف لليورانيوم يمكننا حساب الزمن اللازم لظهور الرصاص إلى جانب اليورانيوم بنسبة وزنية معينة من صخور المادة الخام .

(٢) تعيين أعمار المواد العضوية :

يعتبر تقدير أعمار المواد العضوية ممكناً باستخدام ظاهرة النشاط الإشعاعي وذلك لوجود نظير الكربون ^{14}C المشع . وعلى الرغم من قصر نصف عمر هذا النظير إلا أن كمية ضئيلة منه توجد في الهواء الجوي على هيئة CO_2 . كما أن الأشعة الكونية (Cosmic ray) تساعد على إعادة ظهوره باستمرار نتيجة لاندماج نواة النتروجين مع نيوترون يعقبها فقدان بروتون :



معنى ذلك أن الهواء الجوي يحتوي بصورة دائمة على نسبة معينة من CO_2 المحتوي على نظير الكربون ^{14}C الذي تستخدمه النباتات الخضراء في

عملية التمثيل الضوئي . وحين تتوقف حياة النباتات الخضراء تتوقف عن أخذ ^{14}C لتوقفها عن عملية التمثيل الضوئي ، وبذلك تبدأ كمية الكربون ^{14}C تتناقص في أنسجة النباتات الميتة نتيجة لتحلله إشعاعياً .

وقد أمكن بالتجربة قياس النشاط الإشعاعي للكربون ^{14}C في جرام واحد من الأنسجة النباتية (الخشبية) الحية ومقارنته بالنشاط الإشعاعي للخشب المحفوظ من أزمان قديمة أو في الفحم . ومع مقارنة تلك النتائج يمكننا بمعلومية عمر النصف للكربون ^{14}C حساب الفترة الزمنية التي مرت على تكون ذلك الخشب . وبتطبيق هذه الطريقة تم تقدير أعمار لبقايا نباتية وحيوانية تصل إلى ٤٠ ألف سنة .

(٣) استخدامات إضافية للنظائر المشعة :

تمكن العلماء خلال السنوات القليلة الماضية من اصطناع أنواع متعددة من النظائر بإطلاق ذرات من النيوترون في مفاعلات نووية صممت خصيصاً لهذا الغرض . فمن أبرز استخدامات النظائر المشعة حديثاً ما ارتبط بالكشف عن الأمراض وعلاجها ، واستخدامات في مجالات البحث العلمي مع استخدامات صناعة متعددة .

أ/ النظائر المشعة في مجال الكشف عن الأمراض وعلاجها :

يمكن معالجة الأورام السرطانية بتعريض الجزء المصاب من الجسم لجرعات من الأشعة (أشعة جاما) التي يتم الحصول عليها من مواد مشعة . تتأثر الأنسجة الحية سواء كانت سليمة أو مصابة بالإشعاع ، إلا أنه بتنظيم جرعات الإشعاع وتوجيهه بطريقة مناسبة للأنسجة المصابة يمكن حماية الأنسجة السليمة من تأثير الإشعاع بينما يتم القضاء على الأنسجة المصابة .

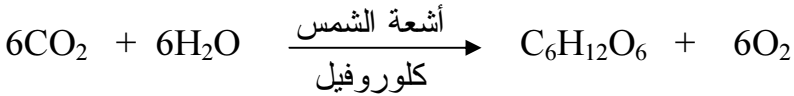
لقد أمكن علاج سرطان الغدة الدرقية بواسطة نظير اليود ^{131}I الذي يتركز في هذه الغدة . ويستخدم حالياً نظير الكوبالت ^{60}Co المشع الذي تنبعث منه أشعة جاما ذات القدرة الاختراقية العالية للأنسجة وذلك لعلاج سرطان الدم (اللوكيميا) ، كما استخدم نظير الفوسفور ^{32}P لهذا الغرض أيضاً .

من أكثر استعمالات النظائر المشعة أهمية في المجال الطبي استعمالها في تشخيص الأمراض ، فمثلاً يمكن دراسة دوران الدم في الجسم لمعرفة مواقع الأجزاء المصابة بالأمراض في الجهاز الدوري ، وذلك بإعطاء الجسم كمية صغيرة من العنصر ذي النشاط الإشعاعي ثم

تراقب حركة النظير خلال الجسم بواسطة جهاز كاشف للإشعاع . فنظير التكنيتيوم ^{99}Tc يؤخذ في صورة مركبات تتركز في مناطق الأورام الخبيثة بالجسم، وتشير بالتالي إشعاعاته عن الأنسجة المصابة بتلك الأورام. ويحدث امتصاص لنظير الثاليوم ^{201}Tl في عضلات القلب وفي الأوعية الدموية ، وتوضح الصور الملتقطة مناطق المرض في الجهاز الدوري لأنها لا تمتص ذلك النظير المشع .

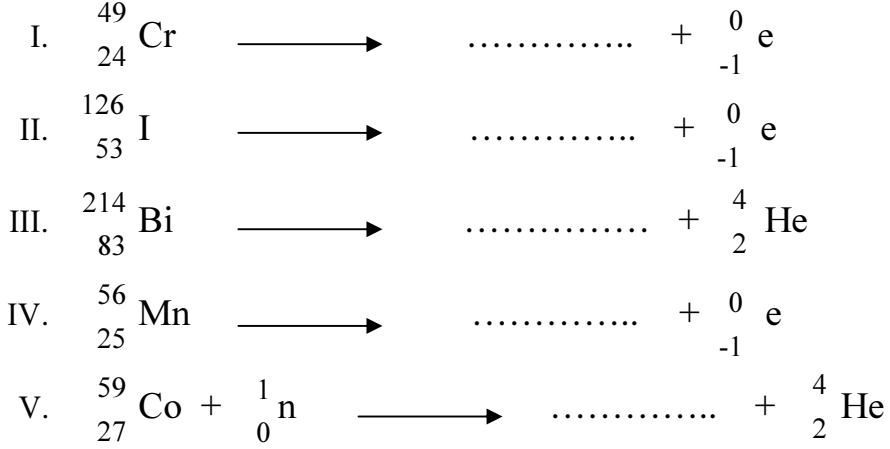
ب/ استخدامات النظائر المشعة في مجالات البحث العلمي :

تأتي هذه الاستخدامات بصورة رئيسة في إطار تقنيات (دراسات) التتبع الإشعاعي . ومن أبرز الأمثلة في هذا المجال ما قام به كالفن في جامعة كاليفورنيا بالولايات المتحدة الأمريكية لدراسة ميكانيكية عملية التمثيل الضوئي في النباتات الخضراء باستخدام نظير الكربون ^{14}C المشع في ثاني أكسيد الكربون الذي يدخل في عملية التمثيل الضوئي الذي تقوم به الأنسجة الخضراء في النباتات . يتفاعل غاز ثاني أكسيد الكربون مع الماء تحت الظروف الموضحة بالمعادلة لإعطاء سكر الجلوكوز والأوكسجين . وكما هو معلوم الآن فإن هذه العملية تتم في خطوات . وقد كان لنظير الكربون ^{14}C دور هام في إلقاء الضوء على الميكانيكية التي تحدث بها هذه التفاعلات ، ويطلق على النظائر المستخدمة في هذه الدراسات نظائر التتبع ؛ لأنها تستخدم في تتبع مسارات التفاعلات لتحديد الميكانيكية التي تتم بها هذه التفاعلات .

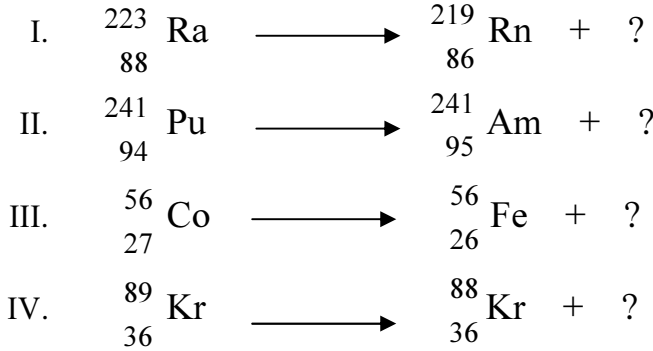


تمرين (٩-١)

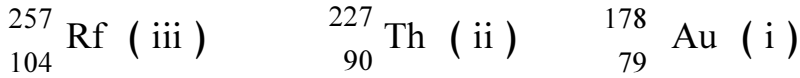
(١) أكمل المعادلات النووية الآتية بتوضيح نواة النظير الناتج في كل حالة :



(٢) ما نوع الجسيم الذي ينبعث في كل من التحولات النووية الآتية ؟



(٣) اكتب المعادلة النووية لانبعاث جسيم ألفا بواسطة كل من :



(٤) أكتب المعادلة النووية لانبعاث جسيم بيتا من كل من :

